BUSLET II-303
BIBLIOTECA UNIVERSITATII

CARTE DE CHIMIE

(ANORGANICĂ)

LUCRATĂ CONFORM PROGRAMEI IN VIGOARE

PENTRU CLASA V-a SECUNDARĂ

(LICEE)

247131

DE

G. A. DIMA

Profesor la Facultatea de Ştiinţe din Cluj
Fost profesor la Seminarul Pedagogic Universitar din Bucureşti
Fost institutor.

Aprobată de Onor. Consiliu Permanent prin adresa No. 42 din 19 Februarie 1935.

Conţinând numeroase exerciţii şi lecturi ştiinţifice.

EDIŢIA II-a

EDITURA LIBRĂRIEI SOCEC & Co., S. A. BUCUREŞTI

Taxa timbrului didactic de 5% pentru acest manual s'a plătit direct Casei Corpului Didactic conf. deciziunii No. 2499/924.

1935.—4.

Preţul cărţii . . . . Lei 95.95
Timbrul C. C. D. 5% „ 5.05
Preţ de vânzare Lei 101.—

BCU IASI / CENTRUL UNIVERSITY LIBRARY

BIBL. CENTR. UNIV.
„M. EMINESCU" IAŞI
II 247131

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

BIBLIOTECA UNIVERSITATEA IAȘI

CARTE DE CHIMIE
(ANORGANICĂ)

LUCRATĂ CONFORM PROGRAMEI IN VIGOARE DIN 1934

PENTRU CLASA V-a SECUNDARĂ

(L I C E E)

DE

G. A. DIMA

Profesor la Facultatea de Ştiinţe din Cluj
Fost profesor la Seminarul Pedagogic Universitar din Bucureşti
Fost institutor.

Aprobată de Onor. Consiliu Permanent prin adresa No. 42 din 19 Februarie 1935.

Conţinând numeroase exerciţii şi lecturi ştiinţifice.

EDIŢIA II-a

EDITURA LIBRĂRIEI SOCEC & Co., S. A. BUCUREŞTI

Taxa timbrului didactic de 5% pentru acest manual s'a plătit direct Casei Corpului Didactic conf. deciziunii No. 2489/924.

1935.—4.

BCU IAȘI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

54

1 IUN 1988
B. C. U. „M. EMINESCU"
IAŞI
odr. 645261

Toate drepturile legale rezervate, în ce priveşte reproducerea şi imitarea.

Orice exemplar va fi semnat de autor.

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

Elevilor cuminţi şi harnici

Închină autorul această carte de chimie.[1]

[1] *Scrisă anume pentru dânşii: pentru cei cuminţi şi* ***harnici.***

39712 — 1935. — G. A. Dima, Chimia, cl. V-a sec. —1.

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

CHIMIA ANORGANICĂ

Pentru clasa a V-a secundară

PREFAŢA

LA EDIŢIA A DOUA

Prima ediţie a manualului de faţă a fost alcătuită pentru clasa IV-a a cursului superior de liceu organizat după legea din 1928 şi a fost aprobată de Minister, în Martie 1930. Fiindcă în alcătuirea acelei prime ediţiuni am aplicat anticipat *îndrumările metodice pe care abia acum le recomandă actuala programă analitică (1934), ediţia de faţă nu prezintă ca modificare esenţială decât adăugarea sau accentuarea unor chestiuni ce nu erau prevăzute în vechea programă, dar pe care le cere programa actuală, anume:* fenomene fizice şi fenomene chimice, legea proporţiilor multiple, legea lui Avogadro, gaze nobile, compuşii oxigenaţi ai azotului, acidul fosforic şi fosfaţii, stibiul, bismutul, minereuri şi principii generale de metalurgie, fluorina, macle, fosfatul de calciu.

Fiindcă elevii în vederea cărora s'a alcătuit această carte sunt ceva mai înaintaţi în vârstă (clasa a V-a) şi au mai temeinice cunoştinţe de chimie învăţate în gimnaziu, pe lângă chestiunile enumărate mai sus, am mai adăugat un număr de vreo treizeci de exerciţii noi, parte ca aplicaţie la fenomenele vieţii zilnice, parte pentru consolidarea cunoştinţelor învăţate; iar pentru a înmulţi corelaţiile cunoştinţelor de chimie cu alte ştiinţe, am adăugat fie sub formă de bucată specială, fie în notiţe, o serie de lecturi relative la rolul bioxidului de carbon în transformările scoarţei pământului, la elementele necesare vieţii plantelor şi îngrăşămintele agricole, la istoria şi importanţa culturală a sticlei, etc.

Am zis că, în alcătuirea primei ediţii a cărţii de faţă, am aplicat anticipat recomandările metodice ale actualei programe. Pentru dovedirea acestei afirmaţiuni, reproducem rândurile de mai jos extrase din instrucţiunile generale şi cele speciale ale programei din 1934.

„Programa actuală nu prevede împărţirea pe ore a materiei. „Planul analitic desvoltat, cu împărţirea materiei pe ore, trebue

„să şi-l facă profesorul, potrivit condiţiunilor speciale în care „se va desfăşura activitatea lui...". „Un fapt însă nu trebue uitat „de nimeni. Cultura generală e rodnică numai, dacă cunoştin„ţele principiale sunt armonic şi temeinic înrădăcinate...".

„Programa indică numai un minim de cunoştinţe obliga„torii pentru clasa respectivă. De aceea am numit-o programă „„minimală".

„In repartizarea materiei pe ore va trebui ca, după fiecare „capitol mai mare, să se facă în câteva ore o recapitulare, cu „prilejul căreia se va scoate în relief părţile importante, ideile „fundamentale şi legătura organică între fapte, fenomene sau „evenimente, stăruind ca, prin aplicaţiuni de orice fel a cuno„ştinţelor date, acestea să fie asimilate şi stăpânite în aşa fel, „încât elevii să le aplice fără greutăţi...".

Ţinând seamă că programa analitică indică numai un minim *de cunoştinţe obligatorii pentru clasa respectivă şi lasă profesorului (evident şi autorului) libertatea să-şi grupeze chestiunile cum îi va dicta personalitatea lui didactică, ne-am abătut pe alocuri dela ordinea neobligatorie în care sunt înşirate chestiunile în programa analitică şi, la nevoie, am întregit această programă analitică* minimală *cu unele chestiuni* necesare armonizării şi temeinicii înrădăcinării a cunoştinţelor principale, *adică în vederea atingerii scopului principal ce-l urmăreşte o cultură generală rodnică.*

In prefaţa primei ediţiuni, am arătat destul de amănunţit ideile călăuzitoare şi economia acestei lucrări. Scriam în acea prefaţă şi următoarele:

„In vederea organizării şi raţionalizării cunoştinţelor, am „scos în evidenţă la ocazii nimerite şi le-am formulat pe înţe„lesul elevilor *unele din legile fundamentale ale chimiei fizice, „ştiinţă al cărui rol de călăuză luminată este de toţi recunoscut".*

Fiindcă acest punct de vedere ce, în măsura cuvenită, *încercăm să-l realizăm în acest manual, este un lucru nou şi faţă de toate celelalte manuale româneşti de chimie pentru liceu, şi faţă de manualele similare străine şi, din această cauză, încercarea noastră ar putea apare ca temerară, ne simţim datori cu lămuririle următoare.*

Chimia, ca şi celelalte ştiinţe, a evoluat şi această evoluţie s'a manifestat şi din punctul de vedere al scopului şi din acela al metodei cercetării chimice. La început, chimia urmărea mai mult studiul speciilor chimice, descrierea şi clasificarea lor. După această fază începătoare şi necesară pentru delimitarea dome-

niului său și orientarea într'însul, această știință a dat din ce în ce mai multă atențiune reacțiunilor *chimice, fenomenelor. Făcând aceasta, s'a apropiat de fizică și a pătruns în domeniul acestei științe, împrumutând și folosind din ce în ce mai mult aparatele și metodele de cercetare fizică.*

De altminteri este cu neputință să se determine precis hotarul între domeniile fizicei și al chimiei; în natură nu există despărțiturile arbitrare și variabile pe care slăbiciunea minții noastre le fixează între fenomene. Acestea formează un bloc ce nu se supune dorinței noastre de mărginire și de separațiune. Disolvarea, polimerizarea, disocierea și atâtea alte fenomene se pot considera tot așa de bine ca aparținând fizicei ca și chimiei.

S'a zis cu drept cuvânt că fiecare din progresele mai însemnate realizate de chimie a fost cauzat de introducerea în studiul fenomenelor chimice a unui nou aparat de fizică.

Întemeietorul chimiei, Lavoisier, *a introdus în chimie balanța, alți savanți au introdus pe rând calorimetrul și termometrul, manometrul, pila și curentul electric, spectroscopul, polarimetrul, electroscopul, etc. Mulțumită spectroscopului și electroscopului, chimia fizică a ajuns în unele cazuri, să pătrundă în structura moleculelor și în constituția atomului.*

Am zis că obiectul principal al chimiei este studiul reacțiunilor chimice, dar o reacțiune chimică este manifestarea unei forme de energie ce se transformă în alta.

In unele din combinațiunile chimice spontanee complete, violente și de aceea izbitoare ce se produc la temperatura ordinară, — care este o temperatură joasă — forma de energie în care se transformă și apare variația energiei sistemului de corpuri este căldura. Această căldură de reacție *ne indică în multe astfel de cazuri sensul și ne dă o idee și despre intensitatea reacțiunii chimice. De aci, importanța datelor termochimice în studiul rațional al reacțiunilor chimice.*

Noțiunile de termochimie, așa cum se practică în majoritatea manualelor didactice de curs secundar și în școlile acestui grad de învățământ, se expun și se învață într'o lecțiune sau două speciale și rămân apoi ca niște cunoștințe străine, uitate și izolate, fără a fi mereu aplicate la fiecare ocaziune potrivită.

Noi, pe cât s'a putut și s'a crezut necesar, am încercat să facem din datele termochimiei o călăuză în studiul reacțiunilor chimice, dar am ferit în același timp mintea elevului de generalizarea greșită, „principiul travaliului maxim", *eroare firească*

în care au căzut întemeietorii termochimiei [1]). *Aceştia* — Thomsen *şi* Berthelot — *vedeau în cantitatea de căldură* degajată *într'o* combinaţiune chimică *spontanee* măsura *afinităţii chimice a corpurilor respective şi indicatorul sensului în care trebue să reacţioneze spontaneu acele corpuri când sunt puse în prezenţă.*

Experienţa (combinaţiunile endotermice şi fnomenele chimice reversibile) şi teoria au arătat însă că, în general, sensul unei reacţiuni şi intensitatea ei (afinitatea chimică) e măsurată de aşa zisa energie liberă — *mai exact de variaţiile acesteia* — *şi nu de cantitatea de căldură manifestată în timpul reacţiunii şi măsurată în termochimie. Această cantitate de căldură, căldura de reacţie, atârnă nu numai de afinitatea corpurilor ce reacţionează, ci şi de alţi factori ce influenţează această reacţiune, atârnă şi de împrejurările în care se produce:* temperatura, presiunea, concentraţiunea, etc.

Energia calorifică degajată sau absorbită în cursul unei reacţiuni reprezintă variaţiunea totală a energiei sistemului *de corpuri şi, după* Helmholtz, *această energie se compune din două părţi: a)* energia liberă; *b)* energia legată.

Teoria prevede că, într'o transformare spontanee, *energia liberă trebue să descrească, adică sistemul trebue să piardă o parte din energia sa liberă, care parte se preface, în general, în căldură degajată.*

Energia legată a sistemului poate rămânea neschimbată, dar poate şi să descrească prefăcându-se parţial în căldură, sau poate să crească.

In primele două cazuri şi în cazul când creşterea energiei legate este mai mică decât descreşterea energiei libere, reacţiunea este exotermică. Când însă cantitatea cu care creşte energia legată *este* mai mare *decât cantitatea cu care descreşte energia liberă, atunci avem o* reacţiune endotermică; *sistemul absoarbe energie calorifică dela exterior, deşi energia sa liberă s'a micşorat, căci reacţiunea este spontanee.*

Din aceste date se vede că energia calorifică măsurată în termochimie (căldura de reacţie) nu este funcţie numai de ceea ce se numeşte afinitate chimică, ci, după cum am spus, şi de alţi factori ce influenţează fenomenele chimice.

Pentru a pune mai bine în evidenţă influenţa factorilor amintiţi asupra sensului reacţiunilor chimice, am folosit unele fenomene de echilibru chimic (fenomene reversibile), pe care

---

[1]) Şi, până mai anii trecuţi, mulţi autori didactici de cărţi elementare.

le-am întâlnit în cursul lecțiunilor. Am stărui puțin asupra acestor foarte importante și numeroase reacțiuni chimice, pentru a preveni nedumerirea în care se găsește adesea mintea elevului când vede că, în aparență, în aceleași condițiuni se pot produce fenomene direct opuse. De exemplu, hidrogenul la cald reduce oxidul de fier și dă naștere la apă și la fier metalic, iar apa, tot la cald, oxidează fierul și dă naștere la hidrogen și oxid de fier. Nedumerirea produsă de asemenea fenomene sdruncină credința elevului neprevenit în determinismul fenomenelor naturii și în invariabilitatea legilor fizice, produce deci un efect contrar celui urmărit de studiul științelor experimentale. Pentru a ne lămuri această aparență contradicțiune, am scos în evidență influența temperaturii, a presiunii și a masei corpurilor gazoase asupra sensului reacțiunii.

Tot cu prilejul fenomenelor de echilibru chimic, am scos în evidență principiul mai general al acțiunii și al reacțiunii.

In sfârșit, peste tot am comparat cunoștințele vechi cu cele noi, am asociat, am abstras, am indus și generalizat, iar legile induse le-am aplicat la cazuri concrete noi, căutând să facem din știință un tot organizat, *nu o îngrămădire de cunoștințe.*

In felul acesta am înțeles că trebue îndeplinită recomandarea din instrucțiunile programei [1]) *de științe fizice care prevede că, în cursul superior „învățământul are un caracter mai ratio-„nal și tinde la explicarea și coordonarea fenomenelor, la stabi-„lirea legilor și teoriilor".*

Citind expunerea de mai sus, cititorul să nu creadă că, pentru a scoate în relief principalele legi ale chimiei fizice și a-l familiariza pe elev cu înțelesul lor, am descris fenomene ad-hoc introduse și am folosit o terminologie savantă. N'am procedat așa, am folosit ocazional *diversele fenomene studiate și am atras atențiunea,* scoțând-o în relief, *asupra legii energetice concretizate în acele fenomene. In felul acesta, pe nesimțite și fără să-și dea seama, elevul face cunoștință cu unele din principalele legi ale chimiei fizice.*

Cluj, Mai 1935. AUTORUL

Notă. — Pentru deplina lămurire a cititorului *tradiționalist*, ce-ar socoti poate îndrăzneață și nepotrivită încercarea noa-

[1]) Aceste instrucțiuni au fost redactate de noi, în 1908, când, împreună cu domnii profesori universitari *G. G. Longinescu* și *P. Bogdan*, am fost însărcinați cu alcătuirea programei analitice pentru științele fizico-chimice.

stră, să ni se îngădue reproducerea de mai jos a părerilor unui profesor specialist în chimie fizică, ale d-lui *Dan R. Rădulescu*.

In studiul său intitulat: *„Observaţiuni asupra învăţământului chimiei în şcoala noastră secundară"*, publicat în revista *„Societatea de Mâine"* No. 15—16, 1930, d-l Dan Rădulescu scrie următorul capitol, pe care-l reproducem în întregime, căci priveşte lucrarea de faţă.

„Primul pas pe calea cea bună. Manualul de chimie pentru liceu al d-lui G A. Dima.

„Sper că am reuşit să evidenţiez cauzele adânci ale nivelului excepţional „de scăzut al absolvenţilor noştri: Programe şi metode rele şi cărţi mult mai „proaste decât programa şi ai căror autori nu numai că nu cunosc principiile metodologice, dar unii nu stăpânesc nici măcar noţiunile elementare pre„văzute în programă şi cerute elevilor! Asemenea cărţi merită crudul epitet, „dat de marele Ostwald unui alt manual foarte răspândit în şcoalele noastre, „plesiosaurii cărţilor didactice [1]). N'aş fi ridicat totuşi aceste critici, căci „am oroare de critica negativă. Dacă o fac, este fiindcă, pentru prima oară „în România, s'a făcut acum de curând o încercare eroică de a ieşi din „perioada pe care, cu marele autor german, o voiu numi a „plesiosaurilor di„dactici". Vreau să vorbesc de noile cărţi de chimie ale Prof. G. A. Dima, „pentru cl. IV şi a V-a de liceu.

„Am zis că aceste cărţi reprezintă o încercare eroică şi iată de ce: „Osatura programatică pe care programul o impune cărţilor didactice este „osatura monstrului preistoric din punct de vedere pedagogic" al lui Ost„wald. G. A. Dima, pionerul de prima oră al pedagogiei moderne pe „terenul fizicii şi al chimiei în liceul românesc, a încercat în limitele şi „în corsetul ucigaş al acestui program aşa cum l-am descris mai sus, să „scrie un manual de chimie pentru liceu, în spiritul pedagogiei moderne. „Voiu expune aci în mod mai mult decât sumar caracteristica generală a „operei autorului, lăsând pe cititor să vadă şi să judece singur valoarea „didactică şi literară a cărţilor.

„In primul rând, în afară de cunoscuta-i rigurozitate ştiinţifică a de„finiţiilor şi legilor, autorul întrebuinţează sistematic metoda inductiv-deduc„tivă aşa cum am prezentat-o mai sus. Caracteristică e preocuparea con„stantă de a selecţiona şi reliefa chestiunile tratate, potrivit însemnătă„ţii lor ştiinţifice, practice sau educative. Chestiunile principiale sunt ti„părite cu caractere obişnuite, lucrurile foarte importante cu caractere „groase, adausurile interpretative şi aplicative, neobligatorii după litera „programei, alese într'un scop anumit, pe care îl vom vedea mai jos, „scrise cu petit. Cu o perseverenţă nedesminţită, autorul tinde spre o cât „mai mare continuitate şi unitate, ceea ce nu e cel mai mic dintre meri„tele acestui cunoscut pioner al pedagogiei. De mare folos sunt în această „privinţă recapitulările sistematice, „popasurile retrospective", cum le „numeşte autorul. Departe de a fi obişnuitele rezumate „tale quale" ele „sunt, după sistemul lui Ostwald, inducţiuni şi generalizări noi, tinzând „la unificarea şi coordonarea mai accentuată a cunoştinţelor elevului.

„Cu deosebire remarcabilă şi absolut originală în literatura didactică „românească, este preocuparea constantă a autorului de a introduce, siste„matic şi la oricare ocazie o găseşte propice, noţiunile de chimie fizică,

[1]) Intr'o cunoscută revistă pedagogică germană.

„adevărata osatură de sustentație a înțelegerii mersului fenomenelor chi-
„mice. Pentru prima oară un autor român caută serios și sistematic a in-
„troduce în chimia noastră de liceu mentalitatea sănătoasă a chimiei fizice.
„La fiecare pas se vădește titanicul efort al autorului de a adapta cartea
„la nevoile moderne stabilind legătura adâncă între fizică și chimie, în
„cadrul unui program primit și inadequat și de sigur că fatal se resimte
„de această situație: Părțile esențiale, cari nu se găsesc și deci nu sunt
„admise de program, au fost strecurate diplomatic în corpul cărții în notițe
„și adăusuri, dar mai ales în acele „popasuri recapitulative" și bucăți de
„citire pline de noutăți pentru elev. Fiecare paragraf, aproape fiecare rând
„din acestea corespunde unei intenții pedagogice bine determinate.

„Sinteza generală dela finele manualului dovedește că, procedând cum
„am expus noi la început, la punctul 2, se pot face accesibile elevului cele
„mai cuprinzătoare generalizări și deci cele mai abstracte noțiuni. Acea-
„stă realizare concretă îmi întărește convingerea, de mult timp făcută,
„că se pot introduce fără grijă, în program, acele noțiuni și directive strict
„necesare elementării și înțelegerii integrale a chimiei. Ele pot fi expuse
„în modul elementar și atractiv necesar unei bune cărți didactice.

„Deci cărțile de chimie de curs superior ale d-lui Dima reprezintă,
„ca intenții pedagogice și directive, un unicum și o profundă inovație în
„literatura didactică dela noi și ar fi de dorit ca această inovație să aibă
„imitatori și mai ales să fie primită și înțeleasă cum merită.

Referatul d-lor profesori I. N. Longinescu și I. Nanu asupra acestei cărți de chimie (1935)

Manualul d-lui prof. G. A. Dima, completat conform actualei programe analitice, cu părți noi și absolut necesare azi oricărui curs de chimie în cursul superior, ca termochimia, electrochimia, fac cursul d-lui Profesor să fie cel mai actualizat, deci cel mai complet pentru cerințele școalei de azi.

D-sa ca un eminent pedagog — fost mulți ani profesor secundar, deci adânc cunoscător al elevului de liceu, cât și a posibilităților și nevoilor lui, — a dozat cunoștințele gradat, pentru a fi cât mai ușor de înțeles și de asimilat.

Pornind mereu dela cunoscut la necunoscut, introduce pe elev treptat și ușor în tainele chimiei moderne.

Însoțind mereu explicațiunile cu experiențe ușoare și concludente, d-sa pune la îndemâna elevului un manual bine și ușor scris, în cea mai curată și limpede limbă românească științifică.

Cu o aparatură bogată și ușoară de înțeles, *cartea este atât din punct de vedere pedagogic, cât și științific cel mai recomandabil manual pentru cursul superior de liceu.*

O recomandăm cu toată căldura pentru aprobare.

CUVÂNT ÎNAINTE

LA PRIMA EDIȚIE

Prezentând lumii școlare această carte de chimie[1]) *pentru licee și ca completare a cursului elementar de științe fizico-*

[1]) Intervalul de 21 ani strecurat între apariția cărții mele de chimie pentru gimnazii (1909, Socec) și publicarea acestui manual pentru licee îmi im-

chimice, alcătuit după actuala programă a învățământului secundar, cred nemerit să dau lămuririle următoare:

Și numărul de ore acordate săptămânal, și clasa în care se începe învățarea chimiei în gimnaziu sunt împrejurări puțin prielnice unei temeinice predări a învățământului propedeutic al acestui obiect de studiu experimental. Din această cauză, în predarea chimiei în liceu nu ne putem prea mult întemeia pe cunoștințele câștigate de elevi în gimnaziu. De aceea, fără a face tabula rasa, *am alcătuit așa acest manual didactic, ca și cum elevii n'ar fi încă stăpâni pe noțiunile și fenomenele fundamentale ale chimiei.*

În linii generale, am alcătuit și orânduit inductiv-experimental *șirul lecțiunilor, urmând, cu mici abateri îngăduite, ordinea chestiunilor din programa analitică.*

Succesiunea, înlănțuirea și tratarea chestiunilor nu este însă peste tot, căci nu poate fi, riguros *metodică; de pildă nu se pot explica temeinic unele* mijloace auxiliare, folosite incidental *în expunerea chestiunilor principale. Pe ici, pe colo, adeseaori în învățământ trebue să ne mulțumim și cu o explicare sumară, necompletă și provizorie a unora din acele mijloace, rămânând ca mai târziu să revenim asupra lor, cu lămuriri complete. Acest neajuns e foarte greu de înlăturat cu totul în învățământ; câteodată chiar numai din cauza lipsei de timp, alteori din cauza nepregătirii elevilor.*

Unele din chestiunile necomplet lămurite, deși sunt tratate în carte la locul indicat de programă, se vor putea trece cu vederea la prima predare a materiei și se va reveni asupra lor mai temeinic, cu prilejul repetiției. Așa este chestiunea apelor minerale, care e prevăzută în prima lecțiune de chimie. Asemenea

---

pune o lămurire. Încă de acum 25 ani încercasem, cu știrea și aprobarea Ministerului, o metodă de predare a chimiei în liceu pe baza lucrărilor practice, făcute *în front* de elevi, paralel și îmbinate cu lecțiunile demonstrative ale profesorului.

Ministerul, apreciind rezultatele obținute, părea dispus să extindă metoda (vezi Rev. Gen. a Inv. 1909, pag. 82 și Iulie 1907, pag. 84). Personal schițasem un manual alcătuit pe această bază și am tot așteptat zadarnic o modificare a programei și o îmbunătățire a mijloacelor didactice care să facă posibilă o astfel de predare. Împrejurările au fost din ce în ce mai neprielnice, iar programele dela 1928 mi-au spulberat idealul prea timpuriu, făurit acum 25 de ani. Resemnându-mă, m'am hotărît, spre întregirea și armonizarea cursului meu de științe fizico-chimice pentru gimnazii și licee, să prezint cartea de față, alcătuită pe altă bază. Sfătuesc însă pe tinerii mei colegi din învățământul secundar, să lupte pentru pregătirea terenului și obținerea mijloacelor necesare înfăptuirii ideei, realizate izolat și numai puțin timp, acum 25 ani.

chestiuni, ca şi altele de importanţă secundară, s'au tipărit cu litere mici [1]).

In cele 15—16 lecţiuni dela început s'au lămurit experimental noţiunile şi legile fundamentale. La lumina adevărurilor astfel câştigate s'au tratat apoi restul chestiunilor, tot pe bază inductivă-experimentală, dar în parte s'a procedat şi deductiv, întru cât s'au aplicat cunoştinţele generale câştigate mai înainte, fie pentru a prevedea, fie pentru a explica unele fenomene şi proprietăţi chimice.

Această îmbinare a deducţiei cu inducţia este necesară pentru a face mai raţional *studiul chimiei, care trebue să le apară elevilor ca un* tot legat şi organizat, *deci uşor de înţeles şi de învăţat raţional, iar nu ca o îngrămădire de fapte numeroase, izolate şi diverse, fără niciun fel de legătură aparentă între dânsele, fapte a căror mulţime şi varietate desorientează mintea elevului, iar acesta neputând să stabilească însuşi legătura dintre acele fapte se descurajează, văzându-se silit să-şi supue în mod inutil memoria la o sforţare peste puterile sale.*

Urmărind acest scop, am căutat să clasez corpurile, fenomenele şi proprietăţile şi să scot în relief pe cele principale şi caracteristice, cu ajutorul cărora se pot explica logic toate celelalte reacţiuni şi aplicaţiuni. Am scos în relief noţiunile fundamentale de specie şi de funcţiune chimică, de oxidant şi de reducător, de energie *şi de afinitate chimică, etc. Am indus apoi pe baza experienţelor câştigate metodele generale de preparare a corpurilor şi putinţa de a prevedea fenomenele chimice din cunoaşterea funcţiunii şi a caracterului chimic principal ale corpurilor respective, precum şi a celorlalţi factori hotărîtori.*

In tratarea inductiv-experimentală a chimiei, noţiunile şi legile adeseori nu îmbracă dintr'odată formularea lor completă. Din această cauză cunoştinţele apar oarecum risipite în dife-

---

[1]) Nu tot ceea ce s'a tipărit cu litere mici prezintă importanţă secundară. Sunt, de exemplu, numeroase experienţe foarte importante ce s'au tipărit cu litere mai mici, pentru a scoate mai bine în relief concluziile şi legile ce s'au tipărit cu litere obişnuite. De aceea rugăm pe domnii profesori să indice elevilor părţile din manual, ce trebuesc trecute cu vederea la prima învăţare a chimiei sau trebuesc numai citite. Această alegere atârnă foarte mult de calitatea elevilor şi de alte împrejurări. Cu prilejul repetării materiei în vederea examenului de bacalaureat şi al celui de admitere în şcoalele superioare, toate chestiunile trebuesc învăţate, aşa cum sunt lămurite în această carte.

Desvoltarea dată chestiunilor de chimie în acest manual e aşa, ca absolventul *bun* al liceului românesc să poată sta alăturea cu absolvenţii liceelor franceze şi chiar germane, în ce priveşte cunoştinţele de chimie.

rite părți ale cursului și deci fără legătură vizibilă între ele. Pentru a împlini acest neajuns, în vederea organizării acelor cunoștințe, am făcut ici, colo, sub formă de lectură, *câte un* popas retrospectiv și sistematizator.

Tot în vederea organizării și raționalizării cunoștințelor, am scos în evidență la ocazii nimerite și le-am formulat pe înțelesul elevilor unele din legile fundamentale ale chimiei fizice, știință al cărui rol de călăuză luminată este de toți recunoscut.

Toate aceste numeroase *recapitulări și observațiuni sunt tipărite cu* petit *și,* cu toate că le credem folositoare, fără a fi de loc împovărătoare, *se pot lăsa la o parte, cu deosebire la prima învățare a chimiei; prin aceasta* unitatea cunoștințelor *nu va suferi, mai ales când, lecție cu lecție, această unitate e scoasă în relief de profesor.*

Următor povețelor pedagogice „dela cunoscut la necunoscut, dela ușor la greu", *metodele de preparare a diverselor corpuri le-am tratat, în multe și importante cazuri, către sfârșitul lecțiunii, căci numai acolo pot fi bine înțelese, după ce s'au arătat experimental diferitele proprietăți chimice ale corpului respectiv. Unele din aceste metode (în primele lecțiuni) se vor trece chiar cu vederea la prima învățare a chimiei.*

Ca urmare a ideei fundamentale de a face din chimie o știință de judecată și nu una de memorie, un mijloc de educație intelectuală mai mult decât o îngrămădire de cunoștințe utile, am suprimat sau redus la minimum unele date ce în virtutea tradiției se mai găsesc uneori prin cărțile de școală. De pildă am suprimat cu totul datele istorice, izolate, cu aspect cronologic. Într'o carte didactică, istoria descoperirilor științifice nu-și are loc justificat decât atunci, când dintr'însa se poate scoate vreo învățătură cu caracter general și educativ. Am încercat să fac aceasta cu o singură lectură istorică — științifică, privitoare la foc. Spațiul nu mi-a îngăduit să mă întind mai mult.

Am redus de asemenea amănuntele relative la executarea experiențelor. Aceste amănunte sunt necesare profesorului, nu elevului; iar profesorul are unde să le caute, la nevoie. Cartea didactică, *cu deosebire cartea de chimie,* nu trebue și nici nu poate să înlocuiască lecțiunea, inițiativa și personalitatea profesorului. *Din această cauză unele experiențe nici nu sunt arătate explicit, ci numai sugerate și lăsate în sarcina aceluia. In felul acesta, lecțiunea profesorului are mai mult farmecul noutății, deșteaptă mai mult interes și e urmărită de elevi cu atențiunea mai încordată.*

De altminteri, amănuntele tehnice, datele numerice aride în-

carcă memoria în mod inutil adeseori şi stânjenesc urmărirea şirului ideilor principale. De aceea tot acest material împovărător a fost mult redus şi uneori trecut în notele din josul textului principal.

Aplicaţiunile practice şi legăturile dintre cunoştinţele chimice şi celelalte ştiinţe s'au amintit numai foarte pe scurt, atât cât s'a crezut necesar pentru a scoate în evidenţă importanţa acestei ştiinţe eminamente practice.

Pentru a exercita şi desvolta activitatea proprie a elevilor şi a le da prilej să revadă mereu şi sub variate feţe cunoştinţele învăţate, s'au introdus numeroase exerciţii recapitulative.

Rămâne ca experienţa să arate dacă manualul de chimie pentru liceu ce-l prezint lumii şcolare va aduce învăţământului serviciile în vederea cărora a fost alcătuit şi dacă, precum încheie raportul de aprobare [2]), *„cărţile acestea de chimie, sunt un pas înainte în literatura didactică românească" şi deci se cuvenea să fie cunoscute prin lumina tiparului.*

Cluj, 30 Mai 1930. AUTORUL

---

[1]) Cred necesar ca în clasa a IV-a să se înceapă studiul ştiinţelor cu căldura: aşa cum se făcea mai înainte la noi şi cum se face şi în alte ţări.

[2]) *Extras din raport :* „Domnul profesor Dima prezintă spre aprobare, pentru completarea cursului de fizică şi chimie, aceste două manuale de chimie care sunt alcătuite ca şi cele de fizică, cu aceeaşi îngrijire şi aceeaşi grijă, pentru ca studiul ştiinţelor fizico-chimice în liceu să se facă cu toată seriozitatea şi exactitatea, pe care aceste discipline le meritâ pentru cultura generală a unui absolvent.

Domnul profesor Dima, prin modul de expunere şi arta d-sale didactică, a învins o mare dificultate, deoarece se adresează elevilor de cl. IV, cari de abia încep să păşească spre o maturitate de gândire şi să dobândească o putere de înţelegere mai aprofundată a lucrurilor; fără a intra în amănunţimi şi menţinându-se la treapta inteligenţii elevilor, pentru care sunt scrise aceste manuale, prin observarea fenomenelor şi experienţe uşoare şi demonstrative, cari se pot face cu uşurinţă în orele de curs, expune fenomenele şi legile chimice cu toată rigurozitatea ştiinţifică şi cu claritatea şi preciziunea cu care cunoştinţele acestea trebuesc predate elevilor.

Sunt capitole pe care programa analitică nu le prevede, dar care tratează chestiuni ce sunt trecute în programă şi pe care le explică spre o mai bună şi precisă înţelegere a lucrurilor.

Aceste capitole sau alineate sunt scrise cu litere mici şi pot fi lăsate la o parte, însă nu fără o pagubă destul de simţită.

Chestiunile fundamentale, de a căror înţelegere depinde întreg succesul chimiei, sunt bine scoase în relief atât în chimia neorganică cât şi mai ales în chimia organică; aceasta contribue mult, ca să se facă o legătură strânsă între chestiunile studiate, să nu se prezinte studiul chimiei ca o îngrămădire de cunoştinţe fără nicio legătură între ele, ci în înlănţuirea acestor cunoştinţe să se simtă puterea organizatoare a ştiinţei şi a omului învăţat.

Cărţile de chimie, prezentate spre aprobare, sunt un pas înainte în literatura didactică românească şi sunt de părere a fi aprobate conform art. 11 al. 1". (Prof. A. Voitinovici).

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

§ 1. Apa. Ape minerale.

1. Apa în natură. Apa este corpul cel mai răspândit din natură. Ea se găseşte în toate trei stările fizice. In stare solidă (gheţarii şi zăpezile eterne) şi lichidă acopere aproape trei sferturi din suprafaţa pământului şi, fiindcă apa se evaporează chiar la temperatura ordinară, de aceea totdeauna în aerul atmosferic se găsesc vapori de apă. Aceşti vapori invizibili, când dau de răceală, se condensează şi uneori se solidifică şi cad pe pământ sub formă de ploaie, de zăpadă, de grindină sau se depun ca roua şi ca brumă. Parte din această apă pătrunde în pământ şi după ce-l străbate pe întinderi mai mari sau mai mici, iese la suprafaţă sub formă de izvoare.

Altă parte se scurge dela început pe suprafaţa pământului şi se adună în râuri şi mări.

Vom vedea mai departe rolul de regulator al temperaturii, ce-l îndeplineşte apa şi sub formă de vapori, şi sub formă lichidă.

Fig. 1. Apa se găseşte în multe corpuri minerale.

2. Multe corpuri din regnul mineral conţin în constituţia lor apă. De exemplu gipsul, sarea amară, piatra vânătă, calaicanul, piatra acră. Putem dovedi aceasta făcând următoarea experienţă.

Experienţă. Se pune într'o eprubetă de sticlă o cantitate mică (de exemplu jumătate de linguriţă) din unul din corpurile amintite. Se încălzeşte cu băgare de seamă fundul eprubetei. După puţin timp se observă pe pereţii mai reci ai eprubetei aburează sau chiar picături de apă. (B, fig. 1).

3. Importanţa biologică a apei. Plantele şi animalele conţin de asemenea mari cantităţi de apă în constituţia lor.

Prin respiraţie, prin transpiraţie şi prin urină, corpul omenesc elimină zilnic câţiva litri de apă. Această apă trebue introdusă din nou în organism, căci altcum corpul nostru, care conţine cam trei sferturi din greutatea sa apă, s'ar ruina. Apa e necesară

ca vehicul și ca mijlocitor atât pentru introducerea alimentelor în organismul viețuitoarelor, cât și pentru îndepărtarea diferitelor secrețiuni și produse de eliminare. De aceea organismele vii, plante și animale, sunt alcătuite în cea mai mare parte din apă.

Fig. 2. Filtru pentru apa dela robinet. A este cilindrul poros.

Repetând experiența de mai sus chiar cu părți solide și uscate din corpul plantelor și al animalelor, constatăm că ele conțin apă. De exemplu să încălzim lână, coarne, lemne, semințe etc.

4. Importanța economică a apei. In sfârșit, apa este de mare folos pentru multe industrii și practice domestice (spălat, băi) și a servit din cea mai îndepărtată antichitate ca o cale foarte lesnicioasă de comunicație între așezările omenești. Din această cauză cele mai multe așezări omenești s'au întemeiat în apropierea apelor (râuri, fluvii, mări).

5. Limpezirea apei turburi. Adeseaori apele naturale sunt turburi, căci conțin materii solide în suspensiune: diferite pulberi de microorganisme, dintre care unele vătămătoare sănătății (bacteriile patogene). Pentru a curăți asemenea ape de particulele solide *se filtrează*, adică se strecoară printr'un corp poros (un filtru, fig. 2). Porii acestuia opresc părțile solide ce înnoată în apa respectivă. In laboratoare se folosește ca corp poros o hârtie specială, numită hârtie de filtru (fig. 3, 4).

Fig. 3. Diverse faze, prin care trece facerea unui filtru de hârtie.

6. Apa ca disolvant. Experiență. *Evaporăm puțină apă limpede de izvor, încălzind-o într'o sticlă de ceasornic (sau o capsulă). Rămâne un depozit solid de coloare albă.* (fig. 5).

Apa de ploaie și apa obținută din zăpadă nu lasă niciun depozit: acestea sunt cele mai curate ape naturale.

Când încălzim un vas de sticlă cu apă de izvor, vedem că se degajă din lichid băsicuțe gazoase; sunt gazele disolvate în apă.

In apă se disolvă foarte multe corpuri solide, lichide şi gazoase [1]). Apa şi în genere lichidele disolvă gazele în mai mare cantitate la rece; la cald, acestea se degajă. Corpurile solide în genere se disolvă în apă mai uşor la cald decât la rece.

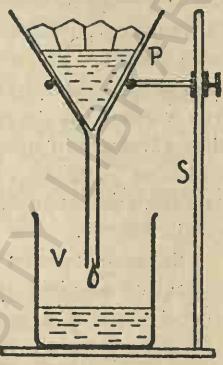


Fig. 4. Filtrarea unui lichid.

7. Apele naturale. De obiceiu apa lichidă, aşa cum se găseşte în natură, e. incoloră şi fără miros; dar în privinţa gustului deosebim mai multe feluri de ape naturale, cari se pot grupa în două categorii: *ape sărate şi ape dulci.* Apa mărilor şi a unor izvoare e apă sărată. In aceste ape sunt disolvate cantităţi variabile de materii sărate, în deosebi sare de bucătărie. Când evaporăm complet o apă sărată, materiile sărate se depun în stare solidă pe fundul vasului.

In apa de mare se găsesc cam 3% asemenea materii sărate; în apele unor izvoare minerale, până la 30%. Apele sărate nu sunt bune de băut.

Apa de ploaie, de râuri şi cele mai multe ape de izvor sunt ape dulci. Şi în apele râurilor şi izvoarelor se găsesc disolvate materii străine, dar acestea în cătime aşa de mică (cel mult 1 gr. la litru), încât nu se simt la gust. Când lăsăm asemenea apă să se evaporeze complet într'un vas, se depune o pătură fină, de materie albicioasă.

Fig. 5. Evaporarea apei naturale în care sunt disolvate diferite corpuri.

8. Apa bună de băut trebue să fie limpede, fără coloare, fără miros, cu gust plăcut, uşoară la băut, să aibă o temperatură de vreo 12°, să nu conţină bacterii, să facă spumă cu săpunul şi să fiarbă bine legumele.

[1]) Se numeşte soluţiune amestecul *intim* şi *uniform* a două sau mai multe corpuri oarecare. De obiceiu unul din corpuri este lichid; celălalt poate fi solid, lichid sau gazos.

Ca să fie limpede, o apă bună de băut trebue să nu cuprindă materii solide în suspensiune. Asemenea materii se curăță prin filtrare. Ca să fie ușoară la băut, trebue să conțină în soluțiune aer și bioxid de carbon. Ca să fie plăcută la gust, o apă trebue să conțină anumite materii sărate, în cantitate potrivită, cel mult jumătate de gram la litru. Cu deosebire să nu cuprindă prea multe materii văroase, căci atunci e vătămătoare sănătății. Apa văroasă nu fierbe bine legumele, căci prin încălzire materiile văroase din apă se depun în porii legumelor și acestea nu mai sunt pătrunse de apă. Astfel de apă se numește apă *dură*. Apa dură se cunoaște ușor cu ajutorul săpunului; nu face spumă cu dânsul.

Din toate acestea vedem că apa naturală nu e un corp pur, ci conține în disoluțiune mai totdeauna gaze și materii solide; uneori conține și corpuri solide în suspensiune.

9. Cum se obține apă pură. Ca să căpătăm apă pură, *distilăm* orice apă naturală. Operațiunea se

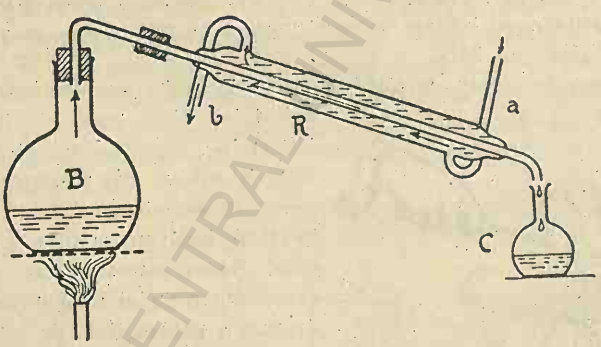


Fig. 6 Distilarea apei în laborator.

face cu ajutorul alambicului sau, în laborator, cu un aparat (fig. 6) alcătuit dintr'un balon de sticlă, ce comunică cu un răcitor (refrigerent).

Proprietățile apei pure. *Apa distilată* e incoloră, fără miros, fără gust, cade greu la stomac. Ea e *apă pură*. Văzută în straturi mai groase, apa distilată e albăstrue. Apa lacurilor și a râurilor are colori diferite, ce variază între verde și galben închis sau brun, după natura materiilor străine ce le ține în suspensiune.

Când înghiaţă, apa îşi măreşte volumul cu 1/11, de aceea ghiaţa pluteşte pe apă. Apa pură se solidifică la 0° şi fierbe la 100°, dacă presiunea atmosferică este de 76 cm. de mercur. La temperatura de + 4°, apa pură are cea mai mare densitate: un cm. c. de apă pură, la + 4°, cântăreşte un gram. Sub + 4° şi deasupra acestei temperaturi, apa e mai uşoară.

Fulgii de zăpadă, florile de ghiaţă ce se formează iarna pe geamuri sunt *cristali de ghiaţă*, adică corpuri naturale cu forme geometrice regulate. Cristalii de ghiaţă sunt apă solidă, *pură*.

Apa distilată disolvă foarte bine săpunul, face spumă şi dă o soluţiune limpede cu dânsul.

Dintre apele naturale apa de ploaie se apropie mai mult de apa distilată. Ea nu conţine în disoluţiune decât gaze, dacă se culege după ce a plouat câtva timp şi s'a curăţit atmosfera de pulberi.

10. Faptul că apa îşi măreşte volumul când înghiaţă are o mare importanţă în natură. Apa ce pătrunde prin crăpăturile stâncilor îngheţând iarna şi mărindu-şi volumul exercită o presiune aşa de mare asupra pietrelor, încât acestea *crapă*. Când desgheţându-se îşi micşorează volumul, stâncile se fărâmiţează şi fărâmiturile sunt luate de apele de ploaie şi duse la vale, mai departe, unde sunt depuse în văile şi în luncile râurilor şi ale fluviilor.

11. Faptul că apa are la + 4° cea mai mare densitate, iar ghiaţa e mai uşoară decât apa prezintă de asemenea o mare importanţă în economia naturii. Datorită acestor proprietăţi excepţionale ale apei, lacurile, râurile şi alte ape nu înghiaţă complet în timpul iernii lungi şi friguroase. Pătura de ghiaţă ce se formează la suprafaţa apei fiind rea conducătoare de căldură apără contra îngheţului apa dela fund, care îşi păstrează temperatura de + 4°. Această apă face cu putinţă vieaţa şi în timpul iernii a peştilor şi a altor animale acvatice.

12. Intrebuinţările apei distilate. Apa pură se întrebuinţează ca disolvant în foarte multe cazuri, în industrie şi în laboratoare. Băuturile alcoolice, limonă-

zile, apa gazoasă, siropurile, multe ape de toaletă, multe medicamente sunt *soluțiuni apoase* de diferite corpuri.

13. Distilarea fracționată și aplicațiile ei. Dacă supunem distilării un amestec de apă și de alcool ordinar (un rachiu), constatăm următoarele: Când temperatura lichidului atinge valoarea temperaturii de fierbere a alcoolului pur (78°,3), amestecul începe a fierbe. Primii vapori formați și degajați sunt un amestec de vapori de alcool, în cea mai mare parte, și de vapori de apă. Treptat, temperatura se ridică din ce în ce mai repede până ce în cele din urmă se fixează la 100°. In acest moment, vaporii ce distilează sunt aproape numai vapori de apă.

Ca să obținem alcool *curat*, trebue să supunem distilatul cules la început la o serie de distilări succesive. Fiecare din acestea ne dau la început un alcool din ce în ce mai pur. In felul acesta *am separat* lichidele din amestec sau *am fracționat* amestecul.

14. Temperaturile de topire și de fierbere ale corpurilor pure. Dacă supunem distilării o soluțiune saturată de sare de bucătărie în apă, se constată că amestecul *nu începe* să fiarbă decât la o temperatură de 108°. Unele soluțiuni aproape saturate, ce conțin alte săruri, fierb la o temperatură și mai ridicată.

Din aceste și alte experiențe se scoate legea următoare: *Numai un lichid pur fierbe la o temperatură anumită, ce rămâne constantă în tot timpul fierberii. Un amestec lichid omogen* (o soluțiune) *n'are o temperatură de fierbere bine determinată și constantă.*

Tot asemenea o soluțiune apoasă de sare de bucătărie, de zahăr sau de alte corpuri nu înghiață la temperatura de 0°, ci la o temperatură mai joasă, ce se scoboară mereu pe măsură, ce se separă ghiața din amestec.

Numai un corp pur are un punct de solidificare sau de topire bine determinat și constant în tot timpul solidificării.

Apa distilată este un corp pur, bine definit, căci are și o temperatură de fierbere, și o temperatură de solidificare bine definite.

OBSERVARE.—Filtrarea, distilarea, disolvarea, cristalizarea și topirea sunt mijloace fizice foarte deseori folosite pentru a obține în stare pură corpuri bine definite, plecând dela amestecuri eterogene sau omogene (soluții).

15. Ape minerale. Unele ape de izvor cuprind o cantitate mai mare de săruri disolvate, decât e în cazul general, de aceea au un gust deosebit şi nu pot fi întrebuinţate la băut. Asemenea ape exercită uneori o acţiune binefăcătoare asupra organismului omenesc, atins de unele boale şi de aceea se numesc *ape minerale* sau şi *ape medicinale*[1]).

§ 2. Analiza şi sinteza apei în volum.

1. Introducere. *a.* Printre numeroasele corpuri ce se disolvă în apă cele mai însemnate sunt *acizii*, *bazele* şi *sărurile*, fiindcă soluţiunile apoase ale acestor corpuri sunt bune conducătoare de electricitate, pe când apa distilată, apa pură, este un corp rău conducător de electricitate.

Soluţiunile apoase ale acizilor au gust acru şi înroşesc turnesolul albastru[2]).

---

[1]) După natura substanţelor ce le conţin în disoluţiune apele minerale au numiri corespunzătoare.

a. Apele minerale *carbogazoase* conţin mult acid carbonic, pe lângă alte substanţe. (Aşa sunt apele dela *Borsec, Slănicul din Moldova, Buziaş, Covasna*).

b. Apele minerale *alcaline* conţin carbonaţi şi bicarbonaţi de sodiu şi, uneori, de calciu şi de magneziu, pe lângă acid carbonic, cloruri şi sulfaţi. *Bodoc, Zizin, Covasna, Bicsad, Maria, Malnaş, Stoiceni, Sângeorz, Slănic-Moldova*).

c. Apele minerale *sărate* sau *clorosodice* conţin în cantitate mai mare clorură de sodiu. *(Ocna Sibiului, Ocna Mureşului, Băile Herculane, Slănicul Moldovei, Sovata, Cojocna, Lacul Sărat)*.

Unele dintre apele clorurate conţin şi bromuri sau ioduri. Aşa sunt apele dela *Govora, Bazna, Vulcana*.

d. Apele minerale *feruginoase* conţin ca component principal bicarbonat de fier. *(Buziaş, Valea Vinului, Lipova, Tinca, Vâlcele, Tuşnad, Slănic-Moldova, Dorna-Vatra, Dorna-Cândreni, Strunga)*.

e) Apele minerale *purgative* conţin ca săruri de căpetenie sulfaţi de sodiu şi de magneziu, pe lângă alte săruri *(Brebza, Bălţeşti, Olăneşti, Ivanda)*.

f. Apele minerale *sulfuroase* conţin în cantitate mai mare sulfuri de sodiu, de calciu, de magneziu, precum şi hidrogen sulfurat. *(Băile Herculane, Vaţa, Pucioasa)*.

Sunt ape minerale *calde* (termale) şi ape minerale reci. Ape minerale termale sunt la *Băile Herculane, Băile Felix, Episcopia, Moneasa, Geoagiu, Călan, Toplita*.

[2]) Turnesolul este o materie colorătoare albastră, care se extrage din nişte licheni. Această materie se disolvă în apă şi o colorează în violet. Cu această soluţiune se colorează în violet o hârtie de filtru ce ne serveşte la recunoaşterea fie a acizilor, fie a bazelor disolvate în apă.

Soluțiunile apoase ale bazelor au gust leșietic și înălbăstresc turnesolul violet (cel natural) sau pe cel înroșit de acizi.

Soluțiunile apoase ale sărurilor au mai adeseaori gust sărat și multe din ele nici nu înroșesc, nici nu înălbăstresc turnesolul, adică au o reacțiune *neutră* față de acest corp.

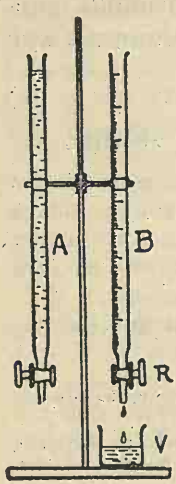


Fig. 7. Suport cu biurete.

b. Să luăm o soluție apoasă de acid sulfuric [1]), de *concentrare* cunoscută. Pentru a fixa ideile, să presupunem că un litru de soluție conține 4,9 gr. de *acid sulfuric.*

Fiecare centimetru cub din această soluție conține 0,0049 gr. de acid sulfuric sau rotund 0,005 gr. Să umplem cu o asemenea soluție o *biuretă* [2]). Putem cu ajutorul acestui aparat să știm exact cât acid sulfuric conține un volum anumit de soluție, pe care l-am lăsat să curgă din biuretă într'un vas de sticlă așezat dedesubtul său (fig. 7). Putem aprecia o cantitate de acid până la cinci zecimi de miligrame, o aproximație destul de mare.

In mod analog să procedăm cu o soluție apoasă bazică, de *hidroxid de sodiu* [3]), de concentrațiune cunoscută, de exemplu să conțină 2 gr. de hidroxid de sodiu la un litru de soluție. Cu ajutorul biuretei putem deci aprecia o cantitate de hidroxid de sodiu egală cu două zecimi de miligram.

c. Experiență. Din biureta cu soluție de acid sufuric să lăsăm să curgă într'un pahar de sticlă, cu pereți subțiri, un volum cunoscut de lichid; de exemplu treizeci de centimetri cubi. Să înroșim soluția cu puțină tinctură violacee de turnesol. Cei treizeci centimetri cubi de soluție conțin $30 \times 0{,}0049 = 0{,}0147$ gr. de acid sulfuric.

---

[1]) Acidul sulfuric este un lichid incolor, uleios, mai greu decât apa. Se prepară în foarte mare cantitate în industrie și are numeroase întrebuințări. Când voim să facem o soluție apoasă de acid sulfuric, se toarnă *câte puțin* acid sulfuric în *multă* apă și se amestecă încetișor soluția spre a împrăștia căldura produsă.

[2]) Biureta este un tub de sticlă, împărțit în centimetri cubi și în zecimi de centimetru cub. Un capăt al tubului este deschis și se acopere, când biureta e plină cu lichid, cu un căpăcel de hârtie spre a nu cădea în interior pulberi din aer. Celălalt capăt e subțiat și închis fie cu un robinet de sticlă, fie cu un tub de cauciuc, închis cu un mic clește.

[3]) Acesta este un corp solid, alb, ce se prepară în mare cantitate în industrie și are numeroase întrebuințări. Soluția apoasă a hidroxidului de sodiu are însușiri bazice, puternice.

Să așezăm paharul cu această soluție sub biureta cu soluție de hidroxid de sodiu. Să lăsăm să curgă încetișor lichid din biuretă în soluția de acid sulfuric, amestecând din când în când cu o baghetă de sticlă. Amestecul se încălzește puțin. Dela un timp, lichidul se înălbăstrește în jurul picăturii de soluție de acid sulfuric, dar prin amestecare albăstreala dispare. Când am ajuns în această fază, lăsăm să curgă numai câte o picătură din soluția acidă. La un moment dat, coloarea roșie se schimbă în violet, adică așa cum e coloarea naturală a tincturii de turnesol. In acest moment, soluția nu mai are nici însușire bazică (nu înălbăstrește turnesolul, nu are gust leșietic), nici acidă (nu e acră, nu înroșește turnesolul). Se zice că soluția e *neutră*. Soluția are gust puțin *sărat* și amărui. Dacă în soluția neutră am turna încă o picătură de hidroxid de sodiu, soluția ar deveni albastră, ar căpăta însușire bazică [1]).

Dacă citim volumul de soluție bazică de hidroxid, necesar ca să *neutralizeze* proprietățile acide ale celor treizeci centimetri cubi de soluție de acid sulfuric, găsim 30 de centimetri cubi, adică $30 \times 0{,}002 = 0{,}6$ gr. de hidroxid de sodiu au fost necesare ca să *neutralizeze* 0,0147 gr. de acid sulfuric, adică 0,0002 gr. de hidroxid de sodiu neutralizează 0,0005 gr. de acid sulfuric.

Dacă în loc de 30 de centimetri cubi de soluție acidă am lua 50 centimetri, ar trebui să folosim 50 de centimetri cubi de soluție de hidroxid de sodiu pentru neutralizare.

Dacă altele ar fi titlurile soluțiilor folosite, experiența ne arată că *în toate cazurile* 0,0002 gr. de hidroxid de sodiu sunt necesare ca să neutralizeze 0,0005 gr. de acid sulfuric, deci *între cantitățile acestor două corpuri, ce se neutralizează reciproc, există întotdeauna un raport constant:* $\frac{2}{5}$.

Aceste rezultate ne permit să recunoaștem dacă o soluție apoasă ce conținea la început acid sulfuric mai conține acest corp și câtă cantitate conține.

Observare. Experiențele făcute cu soluțiile apoase de acid sulfuric și de hidroxid de sodiu (sodă caustică) se pot repeta cu alți acizi so'ubili în apă: acizii clorhidric, fosforic, azotic, etc., cu alte baze solubile, de exemplu cu hidroxidul de potasiu.

In toate aceste și alte cazuri asemănătoare se constată că *acizii* și *bazele își nimicesc reciproc proprietățile, adică se neutralizează, dacă sunt amestecați în proporție anumită.*

[1]) Evaporând până la uscare o soluție apoasă de acid sulfuric, exact neutralizată cu cantitatea necesară de hidroxid de sodiu, obținem un corp solid nou, ce nu mai are nici însușirile hidroxidului de sodiu, nici însușirile acidului sulfuric: e o *sare* numită *sulfat de sodiu* și despre care ne vom ocupa mai departe.

2. Analiza apei în volum. *a. Electroliza apei.* Apa distilată nu conduce curentul electric; este un corp rău conducător. Apa ce conţine în disoluţiune un acid, o bază sau o sare este bună conducătoare de electricitate.

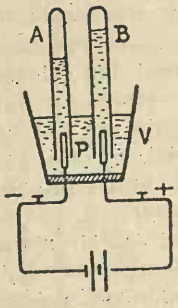


Fig. 8. Voltametrul. Electroliza şi analiza apei în volume.

Experienţă. Intr'un vas de sticlă, prin fundul căruia străbat două lame de platină, turnăm o soluţiune apoasă de acid sulfuric, de concentraţiune cunoscută [1]) (fig. 8).

Cele două lame de platină servesc să punem aparatul în comunicaţie cu polii unei baterii de elemente galvanice sau de acumulatori şi de aceea se numesc *electrozi*. Electrodul care comunică cu polul pozitiv se numeşte electrod pozitiv sau *anod*, celălalt, electrod negativ sau *catod*.

Aparatul se numeşte *voltametrul* (fig. 9). Deasupra electrozilor răsturnăm cu gura în jos două eprubete de sticlă, egale şi pline cu soluţiunea apoasă de acid sulfuric amintită mai sus. Indată ce stabilim curentul, începe să se degaje în jurul electrozilor nişte băşicuţe gazoase, care se ridică şi se adună la partea superioară a eprubetelor, înlocuind apa. In eprubeta dela electrodul negativ (A., fig. 9), volumul gazului e mereu *de două ori mai mare* decât volumul gazului din eprubeta B, dela electrodul pozitiv. Aşteptăm să se umple eprubeta dela electrodul negativ.

Dacă scoatem eprubeta dela electrodul pozitiv, unde volumul gazului e pe jumătate, şi introducem în ea un chibrit ce are numai câteva puncte aprinse, acesta *arde cu flacără vie*. Aceasta şi alte însuşiri ne dovedesc că avem de a face cu un corp ce-l vom studia amănunţit mai departe şi care se numeşte *oxigen*.

Scoatem eprubeta dela electrodul negativ şi, ţinând-o cu gura în jos (vom vedea de ce), să vârîm în ea o lumânare aprinsă; lumânarea *se stinge*, iar gazul *arde* cu o flacără slabă. Acest gaz se numeşte *hidrogen*.

b) Vedem deci că trecând un curent electric prin apă acidulată *obţinem două corpuri noi, două gaze, ce au proprietăţi diferite şi de cele ale apei, şi de proprietăţile acidului disolvat în apă.* In adevăr, nici apa, nici acidul sulfuric nu ard şi nici nu întreţin arderea.

[1]) De obiceiu 10%, adică de zece ori mai concentrată decât cea de mai sus.

c. **De unde provin aceste corpuri noi?** Elę nu pot proveni decât sau din acidul sulfuric disolvat în apă, sau din apă, sau din ambele aceste corpuri.

Dacă oxigenul şi hidrogenul ar proveni din acidul sulfuric, atunci cantitatea de acest corp ar trebui să se tot micşoreze pe măsură, ce se degajă oxigen şi hidrogen. Experienţa ne arată că acest fenomen nu se întâmplă. Cu ajutorul unei soluţiuni titrate de hidroxid de sodiu se poate constata că întreaga cantitate de acid sulfuric, ce sub formă de soluţie apoasă a fost pusă mereu în voltametru, se găseşte în lichidul din acest aparat.

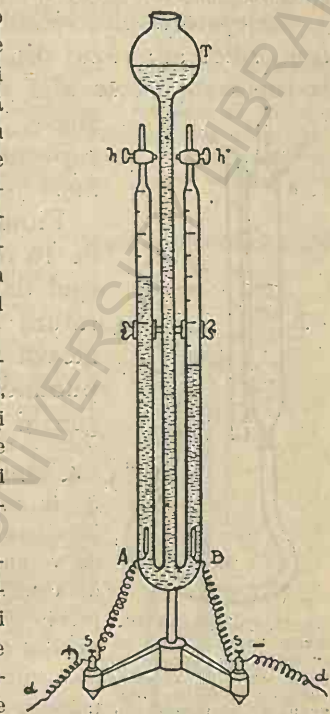


Fig. 9. Voltametru (model Hoffmann).

In schimb, experienţa ne arată că apa se tot împuţinează, pe măsură ce se degajă oxigen şi hidrogen. Prin urmare, aceste două corpuri noi, cu proprietăţi deosebite de ale apei, provin numai din apă.

O dovadă despre această încheiere ne-o dă şi faptul următor. Putem să obţinem oxigen şi hidrogen, şi anume un volum de oxigen şi două volume de hidrogen, dacă electrolizăm o soluţie apoasă de hidroxid de sodiu. Şi în acest caz, cantitatea de hidroxid de sodiu, rămâne constantă, pe când cantitatea de apă se tot micşorează.

Experienţa ne mai arată că greutatea apei ce dispare din voltametru este egală cu suma greutăţilor celor două corpuri noi ce rezultă din descompunerea apei: a oxigenului şi a hidrogenului.

In sfârşit, la acelaşi rezultat ajungem şi când electrolizăm o soluţie apoasă de alţi acizi, de exemplu acid fosforic, sau de alte baze, de exemplu hidroxid de potasiu.

3. REZUMAT. Când trecem un curent electric printr'o soluţiune apoasă, acidă [1]) sau bazică, apa se descompune în două volume de hidrogen şi un volum de oxigen.

Cu ajutorul electrolizii am făcut *analiza apei în volum,* adică am văzut din ce corpuri este alcătuită apa şi în ce raport se află volumele acestor corpuri gazoase, componente. Constatăm că raportul acesta este un raport de *numere mici, simple:* 1 la 2.

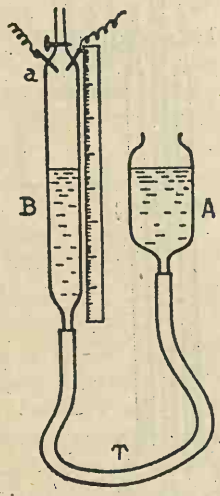


Fig. 10. Eudiometrul. Ridicăm vasul A până ce se umple cu mercur B, până sus, la robinet. Apoi se introduce oxigenul şi hidrogenul în cantităţile voite.

Fiindcă un volum de oxigen este de 16 ori mai greu decât un volum egal de hidrogen, la aceeaşi temperatură şi sub aceeaşi presiune, urmează că 18 părţi de apă descompunându-se produc 16 părţi de oxigen şi 2 părţi de hidrogen.

4. Sinteza apei în volume. *Experienţă.* Se ia un tub de sticlă cu pereţii groşi, închis la un capăt, împărţit în părţi egale de volum, în centimetri cubi şi fracţiuni de centimetru cub. Aproape de capătul închis al acestui tub pătrund în interiorul tubului două fire de platină, ale căror capete interioare sunt apropiate. Aparatul se numeşte *eudiometru* (fig. 10). Se umple eudiometrul cu mercur uscat şi se introduc apoi în tub câţiva centimetri cubi de oxigen uscat (de exemplu 5 cm.) şi un volum îndoit (10 cm. c.) de hidrogen uscat. Se fixează bine aparatul şi în urmă se produce o scânteie electrică în interiorul masei de gaz, fie cu ajutorul unei bobine de inducţie, fie cu al unei butelii de Leyda. Se produce o pocnitură şi o mică sguduire a aparatului, în timp ce mercurul pătrunde şi umple în întregime tot tubul. Deasupra mercurului din tub se observă o foarte mică picătură de apă sau, în locul acesteia, se observă o mică abureală pe pereţii interiori ai tubului eudiometrului.

[1]) Acidulată cu anumiţi acizi, nu oricare.

Observarea 1. Dacă eudiometrul ar fi înconjurat de un tub mai larg, de sticlă (fig. 11), prin care circulă vapori de apă la 100°, atunci în locul apei lichide se formează vapori de apă şi anume din 10 cm. c. hidrogen şi 5 cm. c. oxigen se produc prin combinare 10 cm. c. vapori de apă, adică dintr'*un* volum de oxigen şi *două* volume de hidrogen se produc *două* volume de vapori de apă. Presupunem că măsurăm volumele gazelor la aceeaşi presiune şi temperatură.

Observarea 2. Fiindcă explozia, produsă prin combinarea oxigenului şi a hidrogenului este foarte puternică şi poate uneori să sfărâme aparatul, când se face această experienţă se introduce unul din gaze, de exemplu oxigenul, în exces. In asemenea caz excesul de oxigen rămâne necombinat, dar acest exces de oxigen moderează explozia, cu atât mai mult cu cât excesul e mai mare. La fel moderează explozia şi un exces de hidrogen, care rămâne necombinat.

5. Incheiere. Vedem deci că, dacă combinăm *două* volume de hidrogen cu *un* volum de oxigen, se produc *două* volume de vapori de apă. In felul acesta s'a făcut *sinteza în volume a apei,* adică s'a obţinut apă plecând dela corpuri componente mai simple şi s'a dovedit care este raportul în volume al componenţilor apei, precum şi raportul dintre volumul vaporilor de apă şi volumul componenţilor gazoşi. Acest raport este de asemenea un raport de numere *mici, simple:*

$$\frac{2}{1}, \frac{2}{2}, \frac{2}{3}$$

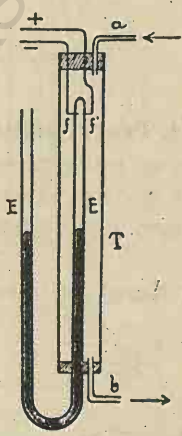


Fig. 11. Sinteza apei sub formă de vapori. Prin tubul T circulă vapori de apă la 100°.

6. Recapitulare. Din experienţele descrise mai sus scoatem următoarele legi.

Cu ajutorul curentului electric am descompus apa în două corpuri diferite, mai simple: oxigenul şi hidrogenul. Se zice că am făcut analiza apei.

Cu ajutorul unei scântei electrice am combinat oxigenul cu hidrogenul şi am obţinut un corp compus, apa. Am făcut sinteza apei.

Şi analiza, şi sinteza apei ne-au arătat că volumele gazelor componente se au între ele în raporturi simple, adică raporturi de numere întregi, mici.

Tot un raport simplu există și între volumul vaporilor de apă formați și volumele oxigenului și al hidrogenului consumate pentru producerea apei.

In sfârșit, experiența de neutralizare a acidului sulfuric cu hidroxidul de sodiu ne-a arătat de asemenea că din corpurile amintite am putut obține *un corp nou*, cu proprietăți deosebite și ne-a mai arătat că există *un raport anumit* între cantitățile de acid sulfuric și de hidroxid de sodiu care se neutralizează reciproc.

Vom vedea din studiul experiențelor ulterioare că asemenea constatări sunt generale, când se produc fenomene asemănătoare (fenomene chimice).

§ 3. Aerul atmosferic.

1. Proprietățile aerului. *Experiență.* Vârîm într'un vas cu apă un pahar întors cu gura în jos. Apa pătrunde puțin în pahar dar nu-l umple. Locul gol din pahar e ocupat de un gaz incolor, fără gust și fără miros: *aerul.*

Aerul nu are pentru noi niciun miros, nici gust fiindcă îl inspirăm și-l gustăm mereu și suntem astfel obișnuiți cu dânsul. Aerul nu-l simțim decât când e în mișcare, de ex. când ne facem vânt cu o foaie de hârtie.

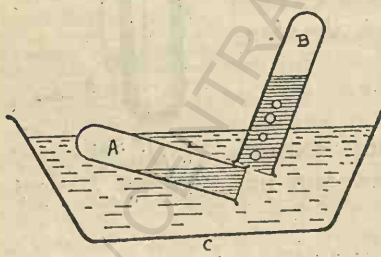


Fig. 12. Cum putem trece aer dintr'un vas A în altul B plin la început cu apă.

Ca toate corpurile și aerul e *greu*, adică e supus atracțiunii gravității. Dacă se cântărește un balon de sticlă din care s'a scos aerul cu mașina pneumatică și apoi se cântărește plin cu aer, se găsește că un litru de aer cântărește **1,293** grame la temperatura 0° și sub presiune de o atmosferă).

Aerul lichid. Supunând aerul la răciri și comprimări succesive și apoi la destinderi brusce, care-l răcesc și mai mult, ajungem în cele din urmă să lichefiem acest gaz (fig. 13). Lichefierea aerului, ca și a multor alte gaze, se întemeiază pe faptul că un gaz tare comprimat, când se destinde brusc, se răcește foarte mult.

Aerul lichid se păstrează în vase de sticlă speciale

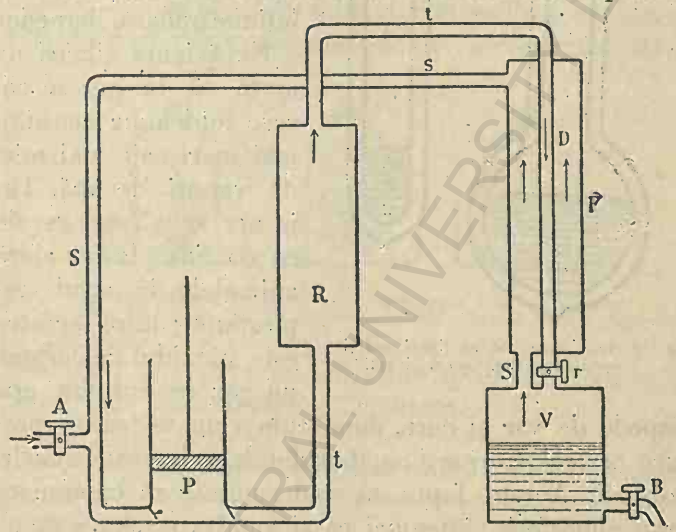


Fig. 13. Schița aparatului Linde pentru lichefiat aerul.

(fig. 14), cu pereții dubli și între care este un vid înaintat, așa că se împiedecă pătrunderea căldurii dela exterior.

Aerul lichid este un fluid albăstruiu, foarte mobil. Se întrebuințează pentru a produce temperaturi foarte joase și în acest caz se întrebuințează nu numai în laboratoare, ci și în industrie, în deosebi la conservarea alimentelor.

Cu aerul lichid se pot face numeroase experiențe de laborator. Mai toate proprietățile obișnuite ale corpurilor se schimbă,

când corpurile sunt răcite până la temperatura aerului lichid (cam—190°). De exemplu, o bucată de cauciuc vârîtă în aer lichid se întăreşte şi devine sfărimicioasă ca sulful.

5. Care e compoziţia aerului? Este aerul atmosferic un corp pur, bine definit, cum este de exemplu apa distilată sau cum sunt vaporii aceştia, sau este un *amestec gazos, omogen*, cum e o soluţiune apoasă, limpede?

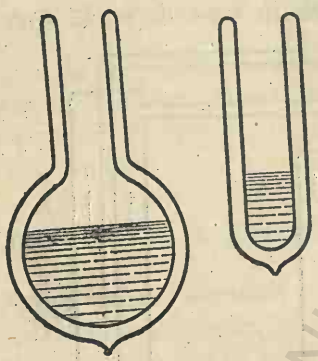


Fig. 14. Vase de sticlă cu dubli pereţi pentru păstrat aerul lichid.

Experienţa zilnică ne arată că în aer se găsesc totdeauna cantităţi mai mari sau mai mici de vapori de apă. Tot în aer se găsesc gazele ce continuu le dau afară animalele în actul respiraţiunii; între acestea este bioxidul de carbon, un gaz ce turbură apa limpede de var şi care, după cum vom vedea, se produce oridecâte ori ard combustibilele ordinare: lemnele, cărbunii. Aceste fapte ne îndreptăţesc să bănuim că aerul atmosferic, întocmai ca şi apa izvoarelor, este un amestec omogen de mai multe corpuri diferite.

Această presupunere ne-o adevereşte *distilarea fracţionată a aerului lichid.* Aerul lichid nu are un punct de fierbere bine definit. El începe a fierbe pe la—195° şi treptat, pe măsură ce se evaporează, temperatura se ridică până la—183°. Partea mai volatilă, ce distilează la început, este alcătuită din *azot atmosferic*; partea ce distilează în urmă este *oxigen.* Prin distilări fracţionate, repetate se poate separa din aer aceste două corpuri: *azotul atmosferic şi oxigenul.* Ambele sunt gaze incolore, inodore şi se prepară în mari cantităţi în industrie prin distilarea aerului lichid.

4. Separarea azotului din aer se poate face şi în laborator, fără să lichefiem aerul. Experienţa ne arată cum să procedăm, căci ea ne arată că corpurile cari încălzite în aer ard, de exemplu fierul, zincul, fosforul, *îşi măresc greutatea,* dovadă că iau ceva din acest corp şi-l fixează. Pe de altă parte tot experienţa ne mai arată că, dacă ardem un corp într'un volum *mărginit* de aer, nu tot aerul ia parte la fenomenul arderii, ci *numai o parte* din el. Putem deci, arzând un corp într'un volum *mărginit* de aer, să separăm partea

Fig. 15. Separarea azotului atmosferic prin arderea fosforului în volum limitat de aer. A cincea parte din volumul aerului dispare.

din acest gaz care nu întreţine arderea. Aceasta se poate face în experienţa următoare.

Experienţă. Intr'un vas cu apă se pune o bucată de plută (fig. 15) şi pe aceasta o capsulă de fier sau de porţelan. In capsulă se pune o bucăţică de fosfor, cât un grăunte de porumb, scos cu un cleşte din apă şi uscat bine cu o hârtie de filtru (sugătoare). Deasupra se aşează un clopot de sticlă cu gât şi dop. Se observă, ca nivelul apei să fie în dreptul unui anumit semn făcut pe clopot. Se aprinde fosforul cu ajutorul unei sârme de fier înroşite la un capăt şi vârîte prin gâtul clopotului. Astupăm apoi repede clopotul. Fosforul arde producând un fum alb (oxid de fosfor).

După câtva timp, fosforul se stinge: fumul dispare cu încetul, disolvându-se în apă şi aceasta se ridică sub clopot, cam până la a cincea parte din înălţimea acestuia.

Gazul rămas sub clopot ocupă cam patru cincimi din volumul aerului iniţial. E incolor. Ca să-i cercetăm însuşirile turnăm în vas apă, până ce apa dinafara clopotului ajunge la acelaşi nivel ca şi cea dinlăuntrul acestuia. (De ce luăm această precauţiune?). Apoi scoatem clopotul şi vârîm sub clopot un chibrit

aprins; acesta se stinge. Dacă am introduce un animal mic în gazul de sub clopot, animalul ar pieri după puțin timp.

Dacă lăsăm câtva timp clopotul destupat și introducem un chibrit sau o lumânare aprinsă, acestea ard ca și în aer. Aceasta ne dovedește că gazul din clopot a ieșit afară fiind mai ușor și în locul său a pătruns aer din atmosferă.

Din experiențele de mai sus și din alte experiențe făcute, arzând un corp într'un volum mărginit de aer, scoatem încheierea următoare:

Aerul cuprinde a cincea parte din volumul său oxigen, restul de patru cincimi sunt ocupate de un gaz mai ușor decât aerul, incolor, fără gust, fără miros, care nu întreține nici arderea, nici viața. Acest gaz se numește azot atmosferic.

Azotul atmosferic *nu este un corp pur.* El este amestecat cu un gaz numit *argon* (cam 1,7%), cu un gaz numit *neon* și cu urme neînsemnate de alte gaze rari (helium, cripton, xenon).

Azotul chimic pur se prepară, după cum vom vedea, din unele din combinațiile sale. Atunci îi vom studia proprietățile mai amănunțit.

5. REZUMAT. Aerul atmosferic este un amestec omogen, alcătuită din 4 volume de azot și un volum de oxigen. Pe lângă aceste corpuri se mai găsesc în aer, în cantități mai mici, argon, bioxid de carbon, vapori de apă, urme de gaze rari, de hidrogen și de alte câteva corpuri. In aerul atmosferic se găsesc și microorganisme și pulberi minerale.

§ 4. Oxigenul.

1. Starea naturală. Oxigenul sub formă de combinațiuni alcătuește aproape jumătate din scoarța pământului cunoscută nouă.

2. Prepararea. Oxigenul se prepară în mari cantități în *industrie,* prin unul din următoarele procedee:

a. Se electrolizează o soluție apoasă de acid sulfuric

sau de hidroxid de sodiu. După cum am văzut, apa se descompune în 8 părți (un volum) de oxigen și 1 parte (două volume) de hidrogen.

b. Se extrage prin distilare fracționată din *aerul lichid.*

Oxigenul preparat în industrie se comprimă până la 150 de atmosfere, în recipiente de oțel, și așa se dă în comerț.

În laborator, oxigenul se prepară scoțându-l din unul din numeroasele corpuri ce-l conțin în constituția lor și-l *cedează ușor,* fie prin simplă încălzire, fie numai prin contact cu apa, la rece sau încălzite cu unii acizi.

Prepararea oxigenului din clorat de potasiu [1]). Se ia clorat de potasiu și se amestecă cu o cantitate aproape egală de piroluzită [2]) pulverizată sau cu nisip foarte curat și se încălzește într'o retortă de sticlă sau într'un balon prevăzut cu un tub de culegere (fig. 16).

Cu oxigenul ce se degajă umplem un vas mare numit gazo-

[1]) Un corp ce se prezintă în formă de cristali mici și albi, solubili în apă. Soluția apoasă de clorat de potasiu amestecată cu o soluție apoasă de azotat de argint nu dă precipitat.

[2]) Acesta e un corp ce se găsește în pământ. Se adaugă pentru a *înlesni* descompunerea cloratului de potasiu. Piroluzita însăși nu încearcă nicio modificare.

Inainte de a o amesteca cu clorat, e necesar să încălzim tare piroluzita spre a distruge materiile organice, combustibile, care ar putea produce explozie.

EXPLICARE. Cloratul de potasiu este un corp ce conține clor, oxigen și potasiu. Prin încălzire pierde tot oxigenul și se preface într'un corp numit clorură de potasiu. Acesta conține numai clor și potasiu.

Ca încercare, experiența se poate face încălzind puțin clorat de potasiu într'o eprubetă de sticlă. Cu un bețișor de lemn aprins dovedim că gazul ce se degajă întreține arderea violentă a lemnului.

Dacă, după ce s'a degajat tot oxigenul din clorat, disolvăm în apă materia albă și topită din eprubetă, iar în soluția apoasă turnăm puțină soluție de azotat de argint (piatra iadului), se obține un precipitat alb; dovadă că din cloratul de potasiu s'a format alt corp, clorura de potasiu. Aceasta dă cu soluția de piatra iadului clorură de argint insolubilă.

Se poate constata că greutatea clorurei de potasiu obținute prin descompunerea cloratului, adăugată la greutatea oxigenului degajat, ne dă greutatea cloratului de potasiu folosit în această experiență.

Fără să încălzim putem prepara oxigenul dintr'un produs industrial numit *oxilit* (peroxid de sodiu), dacă îl tratăm cu apă. Oxilitul conține sodiu și oxigen. In contact cu apa *cedează o parte din oxigen* și dă hidroxid de sodiu (sodiu, oxigen și hidrogen).

metru (G fig. 16). Din gazometru trecem apoi oxigenul în mai multe borcane de sticlă, pentru a-i cunoaşte proprietăţile.

3. Proprietăţi. Oxigenul este un gaz incolor, fără gust, fără miros. Este puţin solubil în apă. E puţin mai greu decât aerul[1]). S'a putut lichefia şi solidifica.

Proprietatea cea mai caracteristică a oxigenului este însuşirea sa de-a întreţine arderea corpurilor cu multă vioiciune, fapt ce se poate constata făcând experienţele următoare.

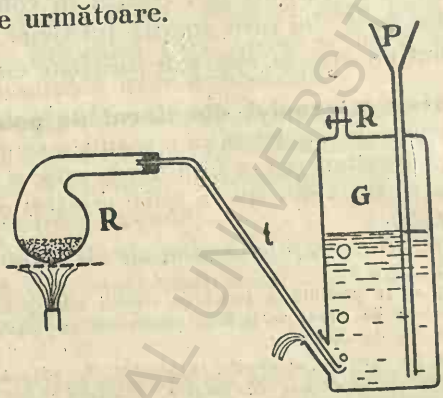


Fig. 16. Prepararea oxigenului din clorat de potasiu. Umplerea gazometrului G.

4. Arderi în oxigen. *a.* Într'o lingură de fier cu coadă lungă (fig. 17), punem o bucăţică de cărbune de lemn (mangal), pe care o aprindem în aer şi apoi o vârîm repede într'un borcan cu oxigen[2]). Cărbunele arde cu o flacără violentă şi mult mai repede decât în aer. Dacă nu e în cantitate prea mare, cărbunele

---

Se mai poate prepara oxigenul, tot fără încălzire, dacă turnăm *apă oxigenată* (peroxid de hidrogen) peste *pulbere de piroluzită*. Apa oxigenată conţine de două ori mai mult oxigen decât apa obişnuită. In contact cu piroluzita, apa oxigenată *pierde uşor o parte din oxigen* şi se transformă în apă ordinară.

Ambele preparaţiuni se pot face într'un aparat ca cel din figura 16 sau se poate prepara pe loc oxigen, în borcane de sticlă, acoperite cu un capac.

[1]) 1 litru de oxigen cântăreşte 1,43 grame.

[2]) Pe fundul borcanelor cu oxigen e bine să se găsească puţină apă.

arde complet, dispare. Gazul format în borcan se disolvă în apă, turbură apa de var şi înroşeşte turnesolul (fig. 17).

Experienţa se poate face şi cu un beţişor de lemn uscat, ce are numai câteva puncte aprinse.

b. Repetăm experienţa cu puţin sulf, pe care îl aprindem în aer. Sulful arde în aer cu o flacără albastră, palidă şi se preface într'un gaz cu un miros înnecăcios.

In oxigen arde cu mai multă vioiciune. Gazul format e solubil în apă şi-i comunică aceştia însuşiri acide (fig. 18).

c. Repetăm experienţa cu o bucăţică de fosfor [1]), pe care o tăiem sub apă, o uscăm repede şi uşor cu o hârtie sugătoare, o punem într'o lingură de fier sau de porţelan, o aprindem în aer

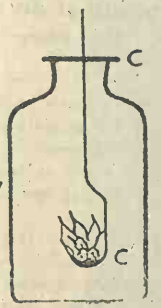


Fig. 17. Arderea carbonului în oxigen.

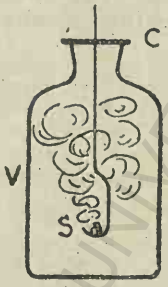


Fig. 18. Arderea sulfului în oxigen.

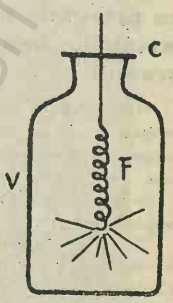


Fig. 19. Arderea fierului în oxigen.

şi apoi o vârîm într'un vas cu oxigen. Aci arde cu o flacără orbitoare, prefăcându-se într'un fum alb, foarte solubil în apă, căreia îi comunică proprietăţi acide.

d. O sârmă de fier înroşită în flăcără şi introdusă într'un vas cu oxigen (pe fundul căruia se află puţină apă) se aprinde şi arde aruncând scântei, dar fără flacără.

In fundul vasului se găsesc globule de o materie negricioasă topită (fig. 19), insolubilă în apă.

Această experienţă se poate repeta şi cu alte metale, de exemplu cu magneziu, cu zinc, cu pulbere de aluminiu, cu sodiu, cu potasiu. Toate acestea ard în oxigen cu o flacără strălucitoare.

Pus într'o lingură de fier, încălzit şi vârît într'un vas cu oxi-

---

[1]) Fosforul se ţine în apă distilată, neacrată. In aer se aprinde foarte uşor. *Trebue mânuit cu mare atenţiune*, căci produce arsuri *foarte dureroase* şi greu de vindecat.

gen, sodiul arde cu o flacără galbenă, caracteristică şi se preface într'un corp solid alb.

In aceleaşi împrejurări, potasiul arde cu o flacără violetă.

5. REZUMAT. Cărbunele, sulful, fosforul, foarte numeroase metale, precum şi diverse corpuri combustibile ard în oxigen cu mai mare vioiciune decât în aer, unde oxigenul este diluat într'o mare cantitate de azot, un gaz inert. Arderea acestor corpuri în aer sau în oxigen se numeşte oxidaţiune iute sau vie. Fenomenul oxidaţiunii iuţi este întovărăşit de căldură şi de lumină.

In fenomenul oxidaţiunii iau naştere corpuri noi, ce au proprietăţi diferite şi de ale oxigenului, şi de ale metalelor sau corpurilor combustibile, din care au provenit.

OBSERVARE. Oxidaţiuni lente. Fierul, magneziul, zincul, plumbul şi alte metale, lăsate mai mult timp în aer, sunt atacate de oxigenul acestuia şi se acoper cu o pătură de oxid, *ruginesc.* Acest fenomen se numeşte *oxidaţiune lentă.* Şi în această combinare se desvoltă căldură, dar mai cu încetul şi de aceea se risipeşte în mediul înconjurător, fără a încălzi apreciabil corpul respectiv.

Respirarea animalelor este în realitate tot o oxidaţiune lentă. Oxigenul din aer străbate prin pereţii alveolelor pulmonare, intră în sânge şi combinându-se cu o materie numită *hemoglobină* dă *oxihemoglobina.* Aceasta pătrunde cu sângele în intimitatea ţesuturilor şi acolo arde diversele substanţe nutritive din sânge şi produce căldura necesară păstrării temperaturii de 37°,5.

S'a socotit că un om normal consumă astfel 800 gr. de oxigen pe zi. Din această cauză, oxigenul se întrebuinţează în medicină, în cazuri grave, când plămânii nu mai pot introduce în organism cantitatea necesară de oxigen.

Grecii antici, deşi nu aveau cunoştinţe exacte despre fenomenul arderii şi al focului, comparau viaţa cu o flacără, iar moartea era reprezentată simbolic printr'un copil ce ţinea în mână o flacără întoarsă (stinsă).

§ 5. Povestea focului şi învăţăturile ce le tragem dintr'ânsa.

(Cetire).

1. Importanţa focului. Apa şi focul au atras din cea mai îndepărtată vechime atenţiunea oamenilor, căci apa este necesară vieţii, iar focul e indispensabil culturii. De foc se slujesc oamenii, ca să-şi pregătească hrana zilnică, să se apere de frigul iernii, să practice multe meşteşuguri. Industriile şi meşteşugurile nu s'ar fi putut născoci, nici practica fără ajutorul focului, care pe drept s'a numit „*maestrul tuturor meşteşuguri-*

lor". Din această cauză, multă vreme și la multe popoare focul a fost cinstit ca o divinitate.

2. Legenda și cultul focului la Grecii antici și la Romani. In mitologia greacă se povestește că *Prometeu*, zeul focului și întemeietorul civilizației, după ce a făcut pe om din lut și din apă, ca să-i dea suflarea vieții, a luat *pe furiș* foc din cer și l-a adus pe pământ. *Jupiter*, părintele zeilor, înfuriat de îndrăzneala profanatorului Prometeu, l-a pedepsit pe *răpitorul scânteii divine* cu o pedeapsă grozavă: l-a ţintuit pe muntele Caucas și a pus un vultur să-i sfâșie ficatul [1]), organul din

Fig. 20. *Prometeu întânțuit.* (Pictură de Rubens).

care porneau, după credința celor vechi, toate poftele și pasiunile omenești (fig. 20).

La Romani, zeița focului era *Vesta*. Pe altarul din templul acestei zeițe ardea necontenit *focul sfânt*, a cărei pază, *zi și noapte*, era lăsată în grija unor preotese numite *vestale* (fig. 21). Acestea erau alese dintre cele mai curate și mai înțelepte fecioare din aristrocrația romană.

Vestalele se bucurau de o cinstire și aveau o putere fără seamăn. Aveau între altele dreptul să scape dela moarte pe orice condamnat ce l-ar fi întâlnit în calea lor, dar aveau și o foarte mare îndatorire; să păstreze mereu aprins *focul sacru*.

[1]) Pentru ca chinurile să fie și mai grozave, ficatul distrus în timpul zilei, creștea la loc noaptea; a doua zi însă vulturul venea și îl sfâșia din nou. După multă vreme de chinuri, Prometeu a fost pus în libertate de viteazul Hercule, un fiu nelegitim de-a lui Jupiter.

Nenorocita, din pricina căreia s'ar fi stins focul, era îngropată de vie.

3. Cum explicau focul învăţaţii antici şi cei medievali

Cunoaşterea şi explicarea focului erau necesare pentru a putea mânui în mod inteligent acest fenomen, care numai atunci poate fi de folos, când ştim să-l stăpânim [1]).

Fig 21. O vestală.

Fenomenul arderii combustibilelor, cauza obişnuită a focului, a fost explicată încă din vechime de către oamenii învăţaţi în diferite chipuri; toate însă erau greşite. Învăţaţii greci şi romani socoteau că focul este o *substanţă, un element* [2]), *un principiu* ce *preexistă* în corpurile combustibile. Acest element s'ar degaja în timpul arderii în flacără, sub diferite forme. Părerea aceasta simplă era urmarea firească a observaţiunii superficiale a fenomenelor de ardere obişnuită. In aceste fenomene se constată că cea mai mare parte din combustibilă dispare şi din ele rămâne numai puţină cenuşă.

Pe la începutul veacului al 18-lea, chimistul german *Stahl* a precizat explicarea fenomenului arderii corpurilor şi a oxidării

---

1) *Wohltähtig ist des Feuers Macht,*
wenn es der Mensch bezähmt, bewacht.
Und was er bildet, was er schaft.
Das dankt er dieser Himmelskraft (Schiler).

2) Filosoful Grec *Aristoteles* afirmă, că *pământul, apa, aerul şi focul* sunt cele patru *elemente* sau *calităţi fundamentale*, din amestecul cărora cu substanţa universală şi unică sunt alcătuite toate corpurile din lume. Această părere, cu puţine modificări, a stăpânit multe secole gândirea oamenilor de ştiinţă; până pe vremea lui Lavoisier.

metalelor zicând că un corp combustibil conține o cantitate mai mare sau mai mică de *flogistic*, element ce se degajă în timpul arderii. Ipoteza *flogisticului* a dăinuit aproape un secol, deși încă din secolul al 17-lea se cunoșteau unele fapte experimentale, cari nu se puteau explica cu ajutorul ei. De exemplu se constatase că, pentru oxidarea metalelor, e nevoie de prezența aerului; că, din cauza oxidării, greutatea metalelor crește. Învățați ca *Rey*, *Boyle*, *Mayow* au emis părerea, că în aer sunt unele particule *necesare oxidării* metalelor, *arderii* corpurilor și *respirațiunii*. Că din cauza oxidării metalelor, o parte din aer dispare în timpul acestui fenomen.

Toate aceste observațiuni juste erau *licăriri de o clipă*, ce nu puteau fi susținute și întreținute nici de cunoștințele vremei, nici de părerile preconcepute și greșite ale învățaților timpului. Aceștia aveau foarte incomplete cunoștințe despre gaze; multe secole nici nu s'a bănuit existența acestor corpuri, fluide subtile, incolore și deci anevoie de perceput. Gazele ce întâmplător erau observate de către unii învățați erau considerate ca diferite modificațiuni ale aerului, iar despre aer se credea că este, ca și apa, *un element*.

4. Inceputul chimiei moderne. In a doua jumătate a veacului al 18-lea, învățații din diferite țări, încredințați de existența gazelor [1]), au început să se ocupe mai deaproape cu studiul acestor corpuri. Hidrogenul (aer inflamabil), acidul florhidric, azotul, amoniacul, hidrogenul sulfurat (aer puturos) sunt descoperite cam în același timp [2]), în preajma lui 1770.

Cavendish constatase că *aerul inflamabil* (hidrogenul) descoperit de dânsul arde în aer, consumând o porțiune din acest gaz și în acest fenomen se produce *apă*.

Fiindcă apa se socotea între elemente, nu i-a trecut prin minte lui Cavendish să creadă că apa s'a produs din unirea hidrogenului cu partea din aer care dispărea în același timp și de aceea nici n'a căutat să întrebe natura, făcând experiența necesară.

Tot pe acea vreme, chimistul suedez, german de origină, *Scheele* se ocupa ca mulți alți învățați contimporani, cu studiul

---

[1]) *Robert Boyle*, *englez*. a început studiul gazelor; a stabilit legea compresibilității isotermice a aerului (a doua jumătate a sec. 17-lea).

[2]) Hidrogenul, descoperit de *englezul* Cavendish la 1766; acidul florhidric (1771) și clorul (1774), descoperite de *suedezul* Scheele; amoniacul (1774), descoperit de *englezul* Priestley; hidrogenul sulfurat (aer puturos, 1773), descoperit de *francezul* Rouelle; azotul (1772), descoperit de englezul Rutherford In același timp, *italianul* Fontana cerceta aerul nitros, pe cel deflogisticat și aerul ordinar.

gazelor şi în special cu al aerului şi cu cercetarea focului. El ajunge la încheierea că în timpul arderii lumânării, a fosforului, a sulfului a ruginirii metalelor într'un volum mărginit de aer, volumul aerului se micşorează. Scheele mai afirma că focul este acea *stare incandescentă*, în care ajung anumite corpuri cu ajutorul căldurii şi al aerului, din care cu acest prilej se pierde o anume parte. Încă din 1772, Scheele obţinuse oxigen prin încălzirea a numeroase combinaţiuni. Scheele numi oxigenul aer *empireal*.

Pe la 1774, chimistul englez Priestley, independent de Scheele, obţinuse oxigenul descompunând prin încălzire oxidul roşu de mercur, produs prin încălzirea azotatului. El arătă că în acest gaz, numit de dânsul *aer deflogisticat*, corpurile ard cu mare vioiciune şi gazul întreţine respiraţiunea.

5. Experienţele lui Lavoisier arată care este compoziţia aerului, explică focul şi respiraţiunea. Contimporan cu Scheele şi Priestley, chimistul francez *Lavoisier* se ocupă şi el cu studiul arderii şi independent de aceştia, pe la 1772, ajunsese la convingerea că sulful şi fosforul arzând în aer fixează o mare cantitate din acest gaz. Pentru a lămuri fenomenul, Lavoisier a luat o cantitate *bine cântărită* de mercur curat, a pus-o într'un aparat de sticlă, ce conţinea un volum de aer *bine măsurat*, la o temperatură şi sub o presiune de asemenea bine determinate. Apoi a încălzit necontenit mai multe zile [1]) mercurul până aproape de fierbere şi a constatat că la suprafaţa lichidului acestuia se formează o pulbere roşie, ce s'a tot înmulţit până la o vreme. In acelaşi timp, volumul aerului din aparat s'a tot micşorat până ce a rămas staţionar.

Când s'a încredinţat că nu se mai formează pulbere roşie şi nici volumul aerului rămas nu se mai micşorează, Lavoisier a oprit încălzirea. A măsurat exact volumul gazului rămas şi i-a cercetat însuşirile. A constatat că nu întreţine nici arderea, nici respiraţiunea (viaţa). L-a numit *azot*.

Separând şi cântărind pulberea roşie obţinută (oxidul de mercur) a pus-o într'o retortă mai mică şi prin încălzire a descompus-o în mercur şi într'un gaz, al cărui volum era egal cu volumul de aer dispărut în prima experienţă (fig. 22).

Acest gaz întreţinea cu vioiciune şi arderea corpurilor, şi

[1]) Douăsprezece zile! In prima zi nu s'a produs nicio schimbare chimică. Abia a doua zi au început să se formeze particule de oxid roş de mercur, a cărui oxidare a început a cincea zi. Cu toate acestea, *Lavoisier* a mai continuat încălzirea încă şapte zile!

respirația. L-a numit la început *aer vital;* mai pe urmă, *oxigen*

Amestecând apoi oxigenul cu azotul în proporțiile găsite a obținut aer atmosferic.

Potrivit acestor rezultate, Lavoisier a afirmat că aerul atmosferic nu este un element, ci este format din două gaze diferite, cu însușiri oarecum opuse. El a dărâmat definitiv teoria flogisticului și a introdus în știință noțiunea de element chimic sau de corp simplu, în înțelesul modern, de *materie ireductibilă,* nu de *calitate fundamentală* cum se înțelegea mai înainte.

Din lucrările lui Scheele, ale lui Pristley și ale lui Lavoisier s'a ajuns la încheierea foarte importantă că focul nu este un element, ci un *fenomen chimic,* la a cărui producere participă în mod necesar și oxigenul aerului pe lângă corpurile combustibile.

Ceva mai târziu, în 1783, Lavoisier, reluând experiența lui Cavendish și făcând sinteza apei prin arderea hidrogenului în oxigen, dovedi că *nici apa nu este un element, ci un corp compus din oxigen și hidrogen.*

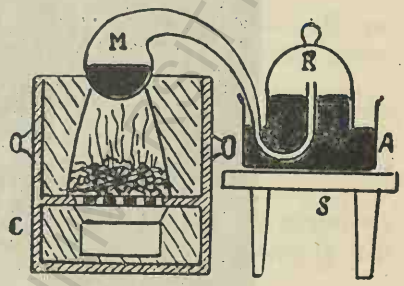


Fig. 22. Schița experienței lui Lavoisier. Părțile negre reprezintă mercurul. La sfârșitul expreienței în M și R era numai azot.

Aceste mari descoperiri au fost punctul de plecare a numeroase altele, pe care *s'a întemeiat chimia modernă,* a cărei temelie a fost pusă de experiențele *făcute cu metodă* de către Lavoisier.

6. Ce învățături scoatem din istoria acestei descoperiri. Cele povestite mai sus ne arată că, *cu multă vreme înainte de Lavoisier,* oamenii *observaseră just* o mulțime de fapte experimentale relative la oxidare, la ardere și la respirațiune și cu toate acestea descoperirea compoziției aerului, a rolului ce-l îndeplinește oxigenul în fenomenele amintite nu s'au putut face decât mult mai târziu, fiindcă starea cunoștințelor omenești nu îngăduia o interpretare exactă, o explicare adevărată a acelor observațiuni *juste,* cari au rămas astfel *licăriri izolate, presimțiri profetice.* Nu se cunoșteau încă gazele și nici nu se bănuia existența altor gaze afară de aer, socotit ca un element, un principiu, *o calitate fundamentală.*

Faptul acesta s'a constatat și cu alte multe descoperiri:

a. O descoperire sau o invenţiune nu este cu putinţă de făcut decât atunci, când starea cunoştinţelor omeneşti o îngăduc.

Când studiul gazelor era destul de înaintat, existenţa oxigenului, compoziţia aerului şi explicarea arderii erau oarecum presimţite de către mai mulţi învăţaţi din ţări diferite (Scheele, Priestley, Lavoisier). Descoperirea plutea parcă în aer.

b. Şi acest fapt al simultaneităţii marilor descoperiri, când

Fig. 23. *Lavoisier* primind în Laboratorul său pe chimistul Berthollet.

momentul e prielnic, s'a constatat adeseaori în istoria ştiinţei.

Părerile greşite şi *ideile preconcepute*, ce le aveau învăţaţii despre apă, aer şi foc, considerate ca proprietăţi elementare, *i-au împiedecat pe mulţi să dea atenţiunea* şi *interpretarea cuvenite faptelor experimentale, sigure:* formarea apei din arderea hidrogenului, creşterea greutăţii metalelor în fenomenul oxidării, etc. De aci scoatem învăţătura;

c. Când facem o experienţă şi voim să lămurim un fenomen nou, să nu ne lăsăm influenţaţi de ideile noastre moştenite, ci

să tragem cu urechile peste dânsele, să observăm și să interpretăm obiectiv faptele, să ne închinăm realității.

O altă învățătură este următoarea:

d. Mai totdeauna o descoperire nu este opera unui singur om, ci este încoronarea sforțărilor seculare, îngrămădite de mulțimea de muncitori din ogorul științei, unii *mari* și vestiți, alții mărunți și neștiuți.

Care este atunci contribuția omului superior, a omului de geniu la progresul științei, prin ce se deosebește el de ceilalți cercetători? Să analizăm felul cum a procedat Lavoisier. (Povestit în cartea sa, *Traité élémentaire de chimie).*

Dintru început *și-a fixat precis scopul* cercetărilor sale: separarea părții din aer ce se bănuia că întreține arderea, oxidarea și respirațiunea.

Pentru atingerea acestui scop, *Lavoisier și-a ales așa mijloacele,* și-a instalat și condus așa fel experiența (volum mărginit și bine măsurat de aer, cantitate cântărită de mercur, etc.), *ca să nu dea loc la erori.*

A cercetat apoi separat proprietățile azotului, ale oxigenului etc.; *a făcut deci analiza aerului, divizând* problema în mai multe părți.

In urmă *a făcut sinteza aerului și a enunțat scurt, precis și clar rezultatul experiențelor și măsurilor, convenabil tălmăcite.*

Peste tot *chibzuință,* **răbdare,** *observare atentă, măsurători exacte, tălmăcire obiectivă a rezultatelor experimentale, neinfluențată de părerile moștenite,* dar neîntemeiate serios ale contimporanilor. Meritul special al lui Lavoisier (fig. 23) *este că el, cel dintâiu,* a *știut să folosească în mod foarte inteligent balanța* și *măsurile,* adică *numerele.* Acesta este mai adeseori rolul omului superior:

e. El știe să coordoneze faptele și observațiunile izolate, să le tălmăcească mai bine; știe să contopească părerile fragmentare ale înaintașilor într'o viziune profetică într'un fel de presimțire a adevărului clar exprimat și, *folosind o metodă mai sigură,* poate să-și verifice ideile fără putință de greșeală.

7. Scânteia divină și adevăratul Prometeu. Intemeiată acum 150 de ani, *chimia ca știință modernă este cea mai tânără dintre științele naturale și cu toate aceste a luat o desvoltare de neînchipuit.* Un exemplu. Acum 100 de ani erau cunoscute unele combinațiuni chimice extrase numai din organele plantelor și ale animalelor, așa numitele *combinațiuni organice.* Acestea nu se putuseră încă obține sintetic în laborator, cu

mijloacele de care se foloseau atunci chimiştii şi de aceea se credea că aceste corpuri nu se pot produce decât cu ajutorul unor *forţe misterioase*, ce se găsesc numai în organele vii, *forţele vitale*. Aşa se credea acum 100 de ani; şi cu toate acestea până azi *s'au putut realiza în laborator peste două sute de mii* de asemenea combinaţiuni organice, combinaţiuni ce conţin carbon în constituţia lor! Foarte multe din aceste combinaţiuni au felurite şi importante aplicaţiuni practice; materiile colorătoare, medicamentele, mătasa artificială, explozibilele cu cari

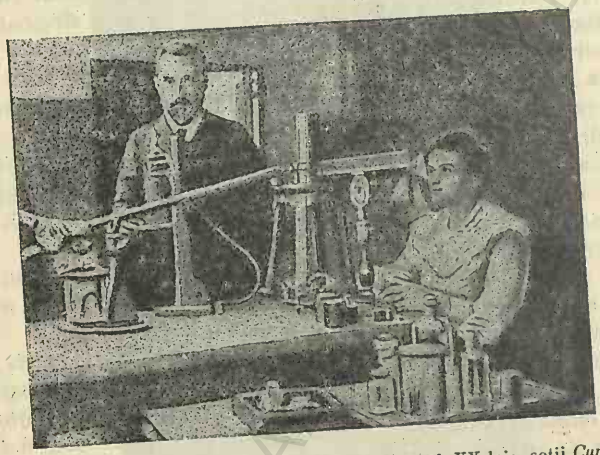


Fig. 24. Un Prometeu şi o vestală din veacul al XX-lei; soţii *Curie* descoperitorii radiului. Curie e laureat al premiului Nobel, cea mai mare distincţie, la care poate râvni un om de ştiinţă.

se sparg tunelurile şi se scot bogăţiile din sânul pământului, zaharurile şi grăsimile, etc., etc.

Dacă ne gândim la maşina cu vapori, la motorii termici şi la cei electrici, la aviaţie, la telegrafia fără fir, la radiofonie şi la alte numeroase şi folositoare descoperiri ce s'au făcut în domeniul fizicei şi al celorlalte ştiinţe naturale, al medicinei şi al tehnicei, ne dăm seama de marea însemnătate a acestei *opere colective ce se chiamă* ştiinţa omenească.

Ştiinţa, patrimoniu uman comun, operă a celor din morminte mai mult decât a celor vii, nu numai leagă trecutul cu prezentul, prevede şi uşurează viitorul, dar prin pildele ce ni le oferă ne arată că *neamurile pământului nu pot avea o lozincă mai frumoasă şi mai mântuitoare pentru toţi decât aceea de a se strădui, ca cu puteri unite să cucerească cât mai mult din*

împărăția fără margini a Necunoscutului *și să folosească cât mai bine, cât mai deplin puterile naturii, pentru îmbunătățirea treptată a vieții, pentru eliberarea și înălțarea tot mai desăvârșită a omului.*

Și acum înțelegem tâlcul adânc al povestei lui *Prometeu*. *Prometeu* simbolizează pe omul isteț și întreprinzător, *doritor să afle adevărul și să-l folosească pentru binele semenilor săi.* Scânteia divină e inteligența cercetătoare din sufletul omului, iar divinitatea care hrănește această scânteie și-o ajută să dea rodul frumos ce se chiamă *știință* este **zeița vitează și nebiruită,** al cărei cult s'a întins peste tot pământul și a cărei cinstire este cu atât mai curată și venerațiunea mai adâncă, cu cât națiunile au ajuns mai departe pe calea civilizațiunii: **Sfânta Muncă.**

Această *zeiță modernă*[1]), **Munca,** spre deosebire de mâniosul și legendarul Jupiter, nu-l chinuește, nici nu-l ferecă, *ci-l eliberează și-l înalță pe adevăratul Prometeu, pe omul vrednic și iscusit, doritor să cunoască și să înfăptuiască.*

§ 6. Descompunere și combinare. Fenomene chimice. Fenomene fizice. Corp simplu și corp compus. Amestec și combinare. Oxizi și Acizi.

1. Fenomene chimice. Din experiențele precedente am scos următoarele fapte.

Trecând un curent electric printr'o soluție apoasă de acid sulfuric sau de hidroxid de sodiu, am descompus apa în două corpuri noi, mai simple: oxigen și hidrogen. Aceste corpuri au proprietăți diferite de ale apei.

Încălzind cloratul de potasiu l-am descompus în două corpuri mai simple: clorura de potasiu și oxigenul; și aceste corpuri noi au însușiri diferite de ale cloratului de potasiu.

Tot asemenea, dacă încălzim un corp roșu, greu și pulverulent, numit *oxid roșu de mercur*, obținem dintr'însul două corpuri noi, diferite: mercurul și oxigenul.

---

[1]) In vechime, la păgâni, munca era disprețuită și lăsată în sarcina sclavilor. Victoria în războaie cinstea și înălța pe oamenii antici; aceasta era prețuită și cântată de poeți. *Azi*, războiul e *disprețuit*, iar munca este *sfințită*. Templul zeiței moderne, al *Muncei*, se află la Geneva și se numește *Biroul Internațional al Muncii*, un fel de Inalt Sinod, unde se hotărăsc tipicul și canoanele, ce sunt apoi aplicate în toate țările. Sărbătorirea Muncii se face la 1 Mai, peste tot pământul.

Când trecem o scânteie electrică printr'un amestec de oxigen şi de hidrogen, două volume de hidrogen şi un volum de oxigen ard, dispar ca atare şi dau naştere la două volume de vapori de apă.

Incălzind mai mult timp la aer, deci în contact cu oxigenul, mercur, acesta se combină cu oxigenul şi ne dă un corp roşu, pulverulent, *oxidul roşu de mercur.*

Tot asemenea, când ardem în aer sau în oxigen cărbune, sulf, fosfor, sodiu, magneziu, fier, obţinem corpuri noi ce conţin pe lângă corpul amintit şi oxigen. Sunt *oxizii* de cărbune, de fosfor, de sodiu, corpuri noi, cu proprietăţi diferite de ale corpurilor din care au provenit.

In toate aceste fenomene sau prefaceri încercate de corpurile amintite s'au produs *corpuri noi,* ce au alte însuşiri decât ale corpurilor dela care s'a plecat.

Se numesc fenomene chimice acele fenomene, în care se schimbă cu totul proprietăţile corpurilor, aşa că din acestea rezultă alte corpuri diferite, ce numai seamănă cu niciunul din cele dela care am plecat. Cu studiul fenomenelor chimice se ocupă CHIMIA.

2. Se numeşte descompunere chimică un fenomen chimic, în care un corp compus se desface în două sau mai multe corpuri mai simple.

Desfacerea apei în oxigen şi hidrogen; desfacerea cloratului de potasiu în oxigen şi clorură de potasiu; desfacerea oxidului roşu de mercur în oxigen şi mercur sunt *descompuneri chimice.*

Se numeşte combinare chimică un fenomen chimic în care ce unesc două sau mai multe corpuri mai simple spre a da un singur corp compus.

Arderea hidrogenului în oxigen, arderea cărbunelui, a sulfului, a fosforului, a fierului, în oxigen sau în aer, adică *oxidaţiunile, sunt combinări chimice.*

Din experienţele descrise mai sus, se vede că în combinările chimice amintite se desvoltă căldură.

3. Fenomene fizice, Dilatarea unui corp prin încălzire, electrizarea şi încălzirea unui corp prin frecare, topirea şi solidificarea, evaporarea şi condensarea sunt fenomene care, schimbă

unele proprietăți ale corpurilor, dar nu le schimbă *felul materiei* din care sunt alcătuite corpurile, *nici greutatea fiecărui corp luat în parte.* Asemenea schimbări ale corpurilor se numesc *fenomene fizice.* Cu studiul lor se ocupă *fizica.*

Un corp dilatat prin încălzire, revine la volumul său dela început, prin răcire. Un corp electrizat își pierde cu timpul proprietățile electrice și redevine neutru. Corpul topit se solidifică prin răcire, etc. *Fenomenele fizice sunt în general schimbări trecătoare.*

4. Corp simplu. Corp compus. Din apă, cu ajutorul curentului electric, am obținut oxigen și hidrogen. Și greutatea oxigenului, și greutatea hidrogenului obținut e *mai mică* decât greutatea apei. Din clorat de potasiu am obținut prin încălzire clorură de potasiu și oxigen, două corpuri diferite, a căror greutate, luate fiecare în parte, e *mai mică* decât greutatea cloratului de potasiu.

Tot astfel din oxid roșu de mercur se obține prin încălzire mercur și oxigen.

Se numește corp compus un corp ce se poate descomune în corpuri mai simple.

Din mercur nu putem obține prin niciun mijloc obișnuit folosit în chimie alte corpuri mai simple sau chiar numai un singur corp a cărui greutate să fie *mai mică* decât greutatea mercurului supus prefacerilor.

Tot asemenea din hidrogen, din oxigen, din sulf, din fosfor, din fier, din sodiu nu putem obține corpuri mai simple prin descompunere. Asemenea corpuri se numesc *corpuri simple* sau *elemente.*

Tot corpuri simple mai sunt cuprul, aurul, argintul, plumbul, staniul, zincul, aluminiul, magneziul, nichelul, platina și toate celelalte metale.

Numărul elementelor este relativ mic, vreo 90, pe când numărul combinațiunilor chimice este foarte mare și crește mereu. Sunt multe sute de mii!

5. Amestec și combinațiune. *Experiențe.* 1. Amestecăm bine 4 părți floare de sulf cu 7 părți pilitură de fier. Se obține un amestec de coloare cenușie deschisă, coloare mijlocie între a fierului și a sulfului.

2. Dacă apropiem de aceste metale un magnet, acesta atrage fierul și sulful rămâne liber.

Dacă turnăm sulfură de carbon peste amestec, sulful se dizolvă şi rămâne fierul. Deşi cu ochiul putem lesne deosebi sulful de fier, în acest amestec, putem face aceasta cu ajutorul lupei sau al microscopului.

Turnând peste amestec acid sulfuric diluat se degajă hidrogen.

In amestec, şi sulful, şi fierul îşi păstrează însuşirile lor particulare.

Experienţă. 2. Să încălzim o parte din amestec într'o eprubetă de sticlă. Amestecul se înroşeşte la partea încălzită şi depărtând imediat flacăra, vedem că întreg amestecul devine incandescent. In eprubetă s'a format un corp negru, sfărâmicios, insolubil în sulfura de cărbune, neatras de magnet. In acest corp nou, cu însuşiri noi nu mai putem deosebi nici fierul, nici sulful. Avem o combinaţie chimică a fierului cu sulful. In această combinaţiune s'a produs căldură (fig. 25).

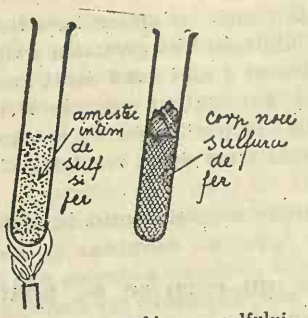


Fig. 25. Combinarea sulfului cu fierul.

Dacă turnăm acid clorhidric peste sulfura de fier, nu se degajă hidrogen, ci un gaz cu miros de ouă stricate.

Lege. **Când două sau mai multe corpuri se amestecă ele îşi păstrează însuşirile caracteristice şi se pot uşor deosebi şi separa prin mijloace fizice: filtrare, cristalizare, distilare, disolvare, etc.**

Când două sau mai multe corpuri se combină, rezultă corpuri noi, cu însuşiri noi. Combinaţiunile chimice sunt mai întotdeauna însoţite de căldură.

Pentru a descopune un corp compus şi a-i separa elementele ce-l alcătuesc, folosim mijloace mai energice: încălzirea la o temperatură mai înaltă, energia curentului electric, acţiunea chimică a altor corpuri, mijloace pe care le vom cunoaşte treptat în studiul chimiei.

Pentru a cunoaşte compoziţia unui corp compus, trebue să-i facem întâi *analiza* chimică, adică să-l des-

compunem în elementele sale, şi apoi să-i facem *sinteza chimică*, adică să obţinem corpul respectiv cu ajutorul elementelor componente.

Observarea 1. Deşi combinarea oxigenului cu elementele amintite se face cu mare desvoltare de căldură, totuşi e nevoie *la început* ca unele puncte din elementele respective să fie încălzite până la o *temperatură anumită, necesară aprinderii* corpului respectiv. De îndată ce în acele puncte a început combinarea corpului cu oxigenul, combinarea se continuă mai departe, căci căldura desvoltată e cu mult mai mare decât trebue pentru a ridica temperatura restului corpului până la *punctul de aprindere.*

Observarea 2 O soluţiune de zahăr sau de sare de bucătărie în apă, o soluţiune de alcool în apă de asemenea sunt *amestecuri intime* şi *omogene*, nu sunt combinaţiuni chimice. Zahărul, sarea, alcoolul, îşi păstrează în soluţiune proprietăţile lor; de exemplu, gustul. Tot asemenea aerul atmosferic am văzut că este un amestec de azot, oxigen, vapori de apă şi de alte gaze, *ce-şi păstrează proprietăţile lor.*

Un corp compus, pur din punct de vedere chimic, are o temperatură de topire, o temperatură de fierbere, o densitate, etc. bine determinate. Un amestec, o soluţiune nu au astfel de constante fizice, fixe.

6. Oxizi. Se numesc oxizi combinaţiunile diverselor corpuri simple cu oxigenul. Apa este un oxid de hidrogen. Ceilalţi oxizi produşi în experienţele descrise la oxigen sunt: bioxid de sulf, bioxid de carbon, pentoxid de fosfor, oxid salin de fier, oxid de magneziu şi oxid de sodiu.

7. Acizi. *Experienţă.* Intr'o eprubetă cu apă distilată punem puţin oxid de fosfor, obţinut prin arderea fosforului în aer sau în oxigen. Oxidul se disolvă şi apa se încălzeşte; dovadă că s'a produs o combinaţie chimică. Soluţia aceasta are gust acru. Dacă turnăm puţină soluţie în apă colorată în violet cu tinctură de turnesol, aceasta se înroşeşte.

Gazul sulfuros (bioxidul de sulf, obţinut prin arderea sulfului în aer sau în oxigen, se disolvă în apă, îi comunică gust acru şi înroşeşte soluţia albastră de turnesol.

Acelaşi rezultat se obţine şi cu soluţia de bioxid de carbon.

Soluţiunile apoase cari au gust acru şi înroşesc turnesolul se zice că au însuşiri acide. Corpurile ce se găsesc disolvate în asemenea soluţiuni se numesc acizi.

In soluţiile de mai sus se găsesc acizii fosforic, sulfuros, carbonic.

Oxizii cari se disolvă în apă şi-i comunică însuşiri acide se numesc **oxizi acizi.** Bioxidul de carbon, bioxidul de sulf, oxidul de fosfor sunt oxizi acizi.

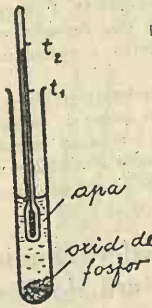


Fig. 26.

Experienţă. Dacă turnăm o soluţie apoasă a unui acid peste magneziu, zinc, fier şi alte câteva metale, se desvoltă hidrogen.

Cercetarea mai amănunţită ne arată, că toţi acizii conţin hidrogen. Acizii fosforic, sulfuros, carbonic conţin pe lângă elementul primitiv (fosfor, sulf, carbon) şi oxigen. Se numesc *oxacizi.* Vom vedea că sunt şi acizi care nu conţin oxigen; toţi acizii însă conţin hidrogen, ce se poate scoate cu ajutorul unui metal.

8. Oxizi bazici. *Experienţă.* Intr'o eprubetă cu apă distilată, punem puţin oxid de sodiu, obţinut prin arderea sodiului în aer sau în oxigen. Oxidul se disolvă şi apa se încălzeşte foarte tare: dovadă că s'a produs o combinaţie chimică. Soluţia aceasta, diluată cu apă, are gust de leşie. Dacă turnăm puţină soluţie apoasă de oxid de sodiu peste o soluţie de turnesol înroşită de un acid, această din urmă soluţie se înălbăstreşte.

Soluţiile apoase cari au gust leşietic şi înălbăstresc turne solul înroşit de un acid se zice că au însuşiri bazice.

Oxizii care se disolvă în apă şi-i comunică însuşiri bazice se numesc oxizi bazici.

§. 7. Hidrogenul.

1. Starea naturală. Am văzut că apa este un corp compus din oxigen şi din hidrogen. In lecţiunea aceasta ne vom ocupa mai deaproape de acest din urmă corp.

Hidrogenul nu se găseşte în stare de libertate decât în cantităţi foarte mici. Aşa se găseşte foarte puţin în atmosferă, unde ajunge din emanaţiunile gazoase ce se degajă în unele regiuni petrolifere.

În mare cantitate se găsește combinat cu oxigenul în apă și împreună cu oxigenul și cu carbonul și uneori cu azotul se găsește în numeroase combinațiuni din corpul plantelor și al animalelor.

2. Prepararea hidrogenului. a. *In industrie,* hidrogenul se prepară în mare cantitate fie prin electroliza unei soluțiuni apoase de hidroxid de sodiu, când se obține în același timp și oxigen, fie, mai ales, ca product secundar, prin electroliza unei soluțiuni apoase de sare de bucătărie (clorură de sodiu).

Gazul astfel obținut se comprimă în cilindri de oțel

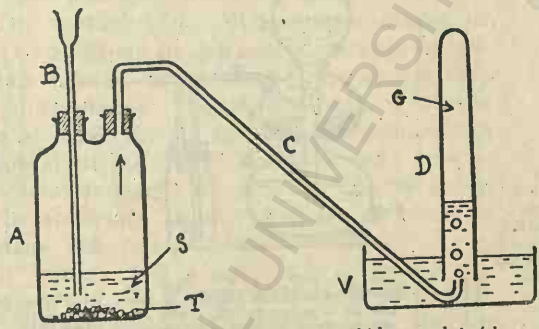


Fig. 27. Aparat simplu pentru prepararea hidrogenului (și a multor alte gaze). T, zinc. S, acid sulfuric.

și se dă în comerț, unde se întrebuințează mai ales la umplerea baloanelor;

b. *In laborator,* hidrogenul se scoate din combinațiunile chimice numite *acizi,* înlocuindu-se hidrogenul din aceștia cu un *metal.*

Experiență. Într'un flacon (A, fig. 27) cu două găuri punem bucățele de zinc și turnăm apă, până ce le acoperim bine. Prin unul din găuri pătrunde, până aproape de fund, un tub cu pâlnie și cu dop (B); în celălalt găt se pune un tub de culegere (C). Prin pâlnie se toarnă acid sulfuric, diluat cu apă. Deodată se observă o puternică desvoltare de gaz. Îl culegem sub apă (căci e foarte puțin solubil), într'o eprubetă (D). Ținând eprubeta cu gura în jos, apropiem de gura ei un chibrit aprins; gazul se aprinde și produce o pocnitură; e semn că în eprubetă și deci în flacon e încă aer (oxigen) (fig. 28). Dacă culegem gazul,

după ce a ieşit *tot aerul* din aparat[1]) şi repetăm experienţa, vârînd în eprubetă o lumânare aprinsă, gazul se aprinde şi arde liniştit, fără sgomot, cu o flacără palidă (puţin luminoasă), iar lumânarea se stinge: **gazul acesta este deci combustibil, dar nu întreţine arderea**[2]).

Fig. 28. Aprinderea hidrogenului.

c. In mod *continuu* se poate produce hidrogenul, ca şi alte gaze după cum vom vedea, într'un aparat special, cum este aparatul *Kipp*. Acesta e aşa alcătuit, că soluţiunea de acid nu vine în contact cu zincul decât atunci când voim să se desvolte hidrogen. In celălalt timp, tubul de degajare se închide şi gazul din aparat împinge lichidul într'o pâlnie specială, în a cărui umflătură se ridică (fig. 29).

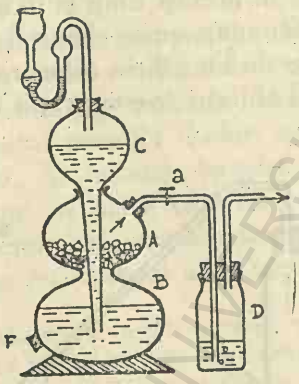


Fig. 29. Aparat *Kipp*. In A se pune zinc. Prin pâlnia C se toarnă apa acidulată, care se scoboară în B şi se urcă în A, când se deschide robinetul a.

d. **Experienţe cu hidrogen.** Adaptând un tub de cauciuc la tubul de culegere a

---

[1]) De acest lucru trebue să ne încredinţăm *prealabil*, oridecâteori facem experienţe cu hidrogenul. Se face întâi proba cu eprubete, aşa cum e descrisă aici. Altminteri se pot întâmpla explozii foarte periculoase.

[2]) **Explicarea fenomenului chimic produs.** Dacă adăugăm mereu acid în aparat, zincul se disolvă până ce în cele din urmă dispare cu totul. Evaporând şi concentrând prin încălzire lichidul (conţinut în flacon) într'o capsulă şi apoi lăsând totul să se răcească cu încetul, se obţin nişte *cristali* albi, de un corp numit *sulfat de zinc*; acesta e un corp compus, *nou* ce s'a născut din acidul sulfuric prin *înlocuirea* hidrogenului acestuia de către zinc. Acidul sulfuric e un corp compus din sulf, oxigen şi hidrogen; iar sulfatul de zinc conţine sulf, oxigen şi zinc.

Ca dovadă că hidrogenul degajat provine din acidul sulfuric şi nu din apă, e faptul că putem obţine toată apa folosită la început, pe când acidul sulfuric dispare treptat, pe măsură ce se disolvă zincul şi se degajă hidrogenul.

In loc de zinc se poate întrebuinţa fier, magneziu, staniu şi alte multe metale. In loc de acid sulfuric se poate folosi acidul clorhidric, acidul acetic (din oţet) şi alţi mulţi acizi.

unui aparat continuu de hidrogen, putem face numeroase experienţe, din care se văd proprietăţile acestui element.

Experienţă. O eprubetă cu hidrogen o ţinem câteva minute cu gura în jos şi apoi introducem în ea o lumânare aprinsă. Aceasta se stinge, iar hidrogenul se aprinde (fig. 30).

Experienţă. O altă eprubetă cu hidrogen o ţinem cu gura în sus. După un minut, introducând un chibrit aprins, nu se mai produc fenomenele de mai sus. Hidrogenul s'a ridicat în aer.

Fig. 30. Hidrogenul arde, dar nu întreţine arderea.

Hidrogenul dintr'o eprubetă se poate turna (în sus) în alta, aşezată cu gura în jos deasupra celei dintâi (fig. 31).

Experienţă. Vârîm într'o soluţie de săpun în apă capătul tubului de cauciuc, în legătură cu un aparat *Kipp* pentru preparat hidrogen, şi, lăsând cu încetul să iasă hidrogen, acesta umflă băşici de săpun care apoi se ridică în aer (fig. 32). Aci se pot aprinde cu un chibrit sau cu o undrea de fier înroşită.

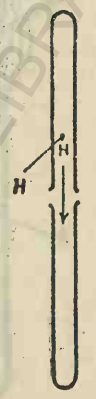


Fig. 31. Trecerea hidrogenului din eprubeta de jos în cea de sus.

3. Proprietăţi fizice. Hidrogenul este un gaz incolor, fără miros, fără gust şi foarte puţin solubil în apă. E cel mai uşor dintre toate corpurile. E de 14,5 ori mai uşor decât aerul şi de 16 ori mai uşor decât oxigenul. Răcit la temperaturi foarte joase, hidrogenul s'a putut lichefia şi solidifica. Hidrogenul lichid este incolor şi foarte uşor; hidrogenul solid de asemenea este incolor ca ghiaţa [1]).

Fig. 32. Formarea băşicilor de săpun pline cu hidrogen.

Experienţă. Să umplem cu hidrogen o eprubetă şi ţinând-o cu gura în jos, să o astupăm bine cu o hârtie de filtru. Intor-

[1]) Un litru de hidrogen cântăreşte, sub presiunea atmosferică şi la 0°, 0,09 gr., pe când un litru de aer cântăreşte, în aceleaşi condiţiuni, 1,293 gr. Hidrogenul lichid fierbe la —253°; iar hidrogenul solid se topeşte la —259°. Un litru de hidrogen lichid cântăreşte 0,06 kg.

când apoi eprubeta și ținând un chibrit aprins la o mică distanță (1 cm.) dela gura ei, deasupra hârtiei se produce o mică pocnitură și gazul împreună cu hârtia iau foc (fig. 33).

Explicarea fenomenului e simplă: hidrogenul a străbătut (a difuzat) *repede* hârtia poroasă și a ieșit în aer.

Fig. 33. Difuziunea hidrogenului prin corpurile poroase.

Hidrogenul străbate prin corpurile poroase mai repede decât alte gaze. Când două gaze diferite sunt despărțite printr'un perete poros, gazele pătrund prin acest perete și cu timpul se amestecă uniform. Pătrunderea prin peretele poros se face cu atât mai repede cu cât gazul este mai ușor.

4. Ce se produce când arde hidrogenul în aer ? Hidrogenul produs într'un aparat Kipp sau păstrat într'un gazometru, să-l trecem pentru a-l usca, printr'un tub ce conține substanțe avide de apă. Apoi hidrogenul uscat să-l lăsăm să iasă în aer printr'un tub ascuțit la capăt și aci să-l aprindem. Deasupra flacării hidrogenului, să ținem un clopot de sticlă (un pahar), prealabil bine uscat. După puțin timp vedem pe pereții clopotului picături de apă.

Deci, prin arderea hidrogenului în aer se produce apă. Apă se mai produce și când ard lemnele, petrolul, spirtul și alte corpuri combustibile organice, căci toate acestea conțin și hidrogen (fig. 34).

5. Proprietăți chimice. Principala proprietate chimică a hidrogenului este de a se uni cu oxigenul fie liber, fie din compușii oxigenați, spre a produce apă. Pe această însușire se întemeiază numeroase fenomene chimice, produse cu ajutorul hidrogenului. Combinarea hidrogenului cu oxigenul se face cu mare desvoltare de căldură.

In afară de oxigen, hidogenul nu se mai combină *direct* decât cu foarte puține elemente, cum sunt clorul

și florul. Cu acestea vom vedea că se combină cu mare violență.

Cu metalele, hidrogenul se combină foarte anevoie și numai cu câteva din ele, cum sunt calciul, sodiul, potasiul. Aceste combinațiuni se numesc *hidruri* și sunt puțin stabile; le descompune și apa.

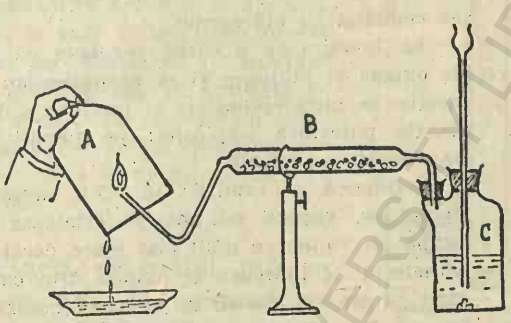


Fig. 34. Prin arderea hidrogenului în aer se produce apă.

Observare. Flacăra hidrogenului este foarte caldă, dar palidă, puțin luminoasă, fiindcă nu conține decât gaze incandescente: hidrogen, oxigen și vapori de apă. Putem face ca această flacără să fie luminoasă, dacă introducem într'însa un corp *solid,* care din cauza temperaturii înalte a flacării, peste 2000°, să devină incandescent, fără să se topească. Acest rezultat se obține, dacă ținem o bucată de var nestins în flacăra obținută arzând hidrogenul într'un curent de oxigen.

Operațiunea se face cu ajutorul unui aparat numit *suflătorul cu oxigen și hidrogen* (fig. 35).

Acesta e alcătuit din două tuburi coaxiale. Prin cel din mijloc trece un curent de oxigen, prin cel exterior un curent de hidrogen. Gazele vin în contact numai la capătul deschis al aparatului, unde se aprind. Temperatura produsă e așa de mare, încât se topesc mai toate metalele, inclusiv platina.

Flacăra obținută arzând hidrogenul în aer se poate face luminoasă *carburând* gazul înainte de a-l aprinde. Rezultatul acesta se obține, dacă trecem gazul printr'un tub cu vată îmbibată cu benzină. Aceasta este o combinație volatilă de hidrogen și de cărbune, foarte combustibilă. Cărbunele din benzină devine incandescent, când vaporii de benzină amestecați cu hidrogen se aprind.

6. Amestec explozibil. *Experiență.* Într'o eprubetă de sticlă cu pereți groși introducem oxigen dintr'un gazometru, cam ⅓ din volumul eprubetei, apoi umplem restul cu hidrogen. Avem astfel în eprubetă elementele componente ale apei exact în aceeași proporție, în care se găsesc în apă. Amestecul acesta de hidrogen și de oxigen nu are însă niciuna din însușirile apei și oricât timp vor sta amestecate, la temperatura ordinară, oxigenul nu se combină cu hidrogenul.

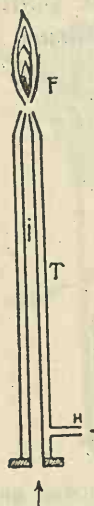


Fig. 35. Schița suflătorului cu oxigen și hidrogen.

Să învelim cu o cârpă eprubeta cu amestecul de oxigen și hidrogen și să apropiem un chibrit [1]) aprins de gura eprubetei; se produce o detunătură foarte puternică (explozie); pe pereții eprubetei se observă o abureală.

Detunarea se explică așa: Din cauza căldurii desvoltate, vaporii de apă se dilatează brusc și ocupă un volum cu mult mai mare decât îl ocupă amestecul de hidrogen și oxigen. Din cauza dilatării bruște, se răcesc și se condensează vaporii de apă. In golul rămas năvălește aerul încunjurător și produce pocnitura.

7. Intrebuințări. Principalele întrebuințări ale hidrogenului sunt cele amintite: umplerea baloanelor, producerea temperaturilor înalte în suflătorul cu oxigen și, cu ajutorul varului nestins, la producerea unei lumini intense.

In chimie, hidrogenul se întrebuințează foarte adesea pentru a scoate oxigenul în total sau în parte din unele combinațiuni. Se folosește marea lui tendință de a se combina cu acest element.

§ 8. Descompunerea apei prin sodiu. Bază. Reducerea oxizilor prin hidrogen la cald.

1. La prepararea hidrogenului dintr'un acid am văzut că hidrogenul acidului poate fi înlocuit și pus în libertate cu ajutorul unui metal. Să cercăm să vedem dacă nu am putea scoate

[1]) Sau o undrea de fier înroșită spre a ridica temperatura câtorva particule din amestec până la temperatura de aprindere (cam 600°).

hidrogenul și din apă, tot în felul acesta, înlocuindu-l cu un metal ce are mare tendință de a se combina cu oxigenul. Luăm pentru aceasta un metal foarte oxidabil, cum e *sodiul* [1]).

Experiență. Se taie sub petrol o bucățică de sodiu cât un grăunte de porumb, se șterge repede cu o hârtie de filtru (sugătoare), se învelește într'o asemenea hârtie și, cu ajutorul unui clește, se vâră în apa dintr'un vas și deasupra se răstoarnă o eprubetă plină cu apă (fig. 36). In eprubetă se adună un gaz. După ce repetăm experiența, până ce se umple eprubeta, cercetăm gazul cules și ne încredințăm că este hidrogen.

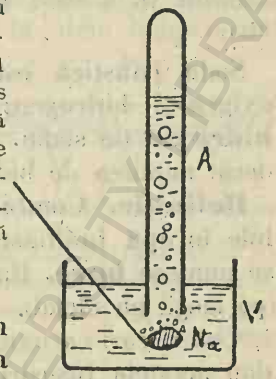


Fig. 36. Descompunerea apei prin sodiu și culegerea hidrogenului.

Vedem deci, că sodiul, pus în contact cu apa la temperatura ordinară, pune în libertate hidrogenul, iar sodiul trece în soluție. In ce formă?

Să cercetăm mai de aproape apa din vas. Tinctura de turnesol înroșită de un acid este înalbăstrită de apa din vas, în care s'a disolvat sodiul. O asemenea soluție se zice că are însușiri *bazice*. Gustul acestei soluții este *leșietic* (ca al apei de săpun).

Experiență. Să încălzim cu încetul într'o capsulă de porțelan soluția bazică, până ce se evaporează toată apa.

Rămâne un corp solid, alb, fibros, care atacă pielea, e solubil în apă și înălbăstrește turnesolul înroșit de acizi. Acest corp se numește *sodă caustică* sau *hidroxid de sodiu* și este o *bază* foarte puternică.

2. Ce conține soda caustică? Cum că conține sodiu și oxigen este sigur, căci acest corp se poate obține și dacă disolvăm în apă oxidul de sodiu obținut prin arderea sodiului în aer.

[1]) Sodiul e un corp simplu, alb și strălucitor ca argintul, când e de curând tăiat. E așa de moale, încât se poate tăia cu cuțitul. E mai ușor decâ apa. Fiindcă se oxidează foarte repede în aer, se păstrează în petrol.

Experienţă. Intr'o eprubetă de sticlă, greu fuzibilă, încălzim un amestec de sodă caustică şi de pilitură de fier (sau de zinc, de magneziu, de sodiu). Cu ajutorul unui tub de culegere, se culege într'o eprubetă, sub apă, un gaz, care se dovedeşte că e hidrogen. In eprubetă rămân oxid de fier şi oxid de sodiu; deci:

Soda caustică este un corp compus din sodiu, oxigen şi hidrogen; din această cauză se numeşte hidroxid de sodiu. Această numire e mai corectă decât numirea de hidrat de sodiu[1]) ce i se dă uneori.

Definiţie. Combinaţiile chimice cari fiind solubile în apă înălbăstresc turnesolul înroşit de acizi se numesc **baze.** Bazele conţin oxigen şi hidrogen (pe lângă un metal).

Oxizii cari ca oxidul de sodiu se disolvă în apă şi dau acesteia însuşiri bazice se numesc *oxizi bazici.* Oxidul de sodiu este un oxid bazic. De asemenea oxidul de calciu (varul nestins) este un oxid bazic.

Experienţă. Punem o bucată de hârtie pe apa dintr'un vas. Pe dânsa aruncăm o bucăţică de sodiu. Deodată se produce o flacără galbenă. Apa capătă însuşiri bazice.

Explicare. Sodiul, combinându-se cu oxigenul din apă, desvoltă atâta căldură, încât hidrogenul degajat fiind în contact cu aerul se aprinde. Flacăra e galbenă din cauza vaporilor de sodiu.

Orice flacără colorată în galben intens conţine vapori de sodiu. Acesta e un mijloc foarte sigur pentru recunoaşterea sodiului într'o combinaţie chimică.

Observarea 1. Potasiul, un metal aproape în totul asemenea sodiului, descompune şi el apa la temperatura ordinară şi desvoltă şi mai multă căldură. Hidrogenul se aprinde şi arde cu o flacără *violetă,* datorită vaporilor de potasiu.

Apa capătă însuşiri bazice, căci conţine în soluţiune o bază şi mai puternică decât soda caustică, anume, *potasa caustică sau hidratul de potasiu*[2]) sau mai corect *hidroxidul de potasiu.*

[1]) Hidratul este o combinaţiune a unui corp cu apa.

[2]) Experienţa cu potasiul trebue făcută cu foarte mare precauţiune. Se taie o *mică* părticică din acest corp foarte oxidabil şi, după ce se va arunca în apă, se acopere vasul cu un geam de sticlă. Experimentatorul se dă la o parte!

Observarea 2. Magneziul, zincul, fierul descompun apa *numai la cald.* Experienţa se face trecând vapori de apă peste metalul încălzit şi în stare de pulbere (fig. 37). Se obţine hidrogen şi *oxid* metalic, *nu hidroxid.*

Cuprul, plumbul, staniul, mercurul, argintul, aurul şi platina nu descompun apa la nicio temperatură.

Observarea 3. Din experienţele de mai sus vedem că uşurinţa cu care metalele descompun apa atârnă de tendinţa, *de afinitatea chimică* ce o au aceste corpuri pentru oxigen. Elementele care ca sodiul, potasiul, calciul se oxidează foarte repede, la temperatura ordinară, descompun şi apa mult mai uşor. Metalele nobile nu se oxidează la nici o temperatură şi de aceea nu descompun nici apa, la nici o temperatură.

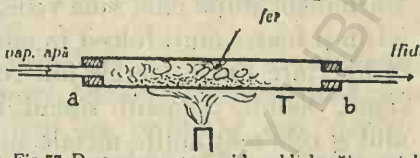


Fig 37. Descompunerea apei la cald, de către metale.

3. Reducerea oxizilor prin hidrogen la cald. *Experienţă.* Se trece un curent de hidrogen *pur* şi *uscat* printr'un

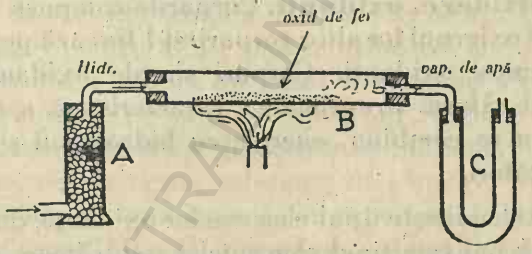


Fig. 38. Reducerea oxizilor metalici de către hidrogen, la cald.

tub de sticlă, greu fuzibilă, în care se încălzeşte un oxid metalic în stare pulverulentă (de fier, de plumb de cupru, etc.). Hidrogenul se combină cu oxigenul oxidului şi dă vapori de apă, cari sunt împinşi de curentul de gaz, iar metalul rămâne liber (fig. 38).

Se zice că hidrogenul a *redus* oxidul metalic, fiindcă unindu-se cu oxigenul acestuia *readuce* metalul la starea de mai înainte, când nu era combinat.

In general, oxizii metalici sunt reduşi la cald de către hidrogen şi această reducere se face cu atât mai uşor, cu cât metalul se oxidează mai greu.

4. Reducere, reductori. Se numeşte în general reducere scoaterea totală sau parţială a oxigenului ce-l conţine un compus chimic.

Hidrogenul, având mare afinitate pentru oxigen, este un *reductor;* fosforul e un reductor şi mai energic. Cărbunele, după cum vom vedea, este şi el un reductor ieftin şi foarte mult folosit în metalurgie, pentru a pune în libertate unele metale din combinaţiile lor cu oxigenul. Sodiul, potasiul, zincul, magneziul, fierul, aluminiul şi cele mai multe metale sunt de asemenea reductori.

Proprietatea caracteristică a reductorilor este *afinitatea chimică* faţă de oxigen, adică tendinţa de a se combina uşor cu acest element. Fiindcă aproape toate elementele se combină direct cu oxigenul, aproape toate sunt reducătoare.

5. Oxidare, oxidanţi. Corpurile compuse cari cedează oxigenul lor altor corpuri şi-l fixează pe acestea se numesc oxidanţi. Corpuri simple oxidante sunt numai câteva. Proprietatea caracteristică a acestora e de a se combina energic cu hidrogenul şi cu alţi reducători.

Oxigenul este tipul elementelor oxidante, după cum hidrogenul este tipul elementelor reducătoare.

In fenomenul electrolizei apei, am văzut că hidrogenul se separă la electrodul negativ (catod); oxigenul, la cel pozitiv. Oxigenul se zice element *electronegativ;* hidrogenul, *electropozitiv.*

Vom vedea treptat că toate celelalte elemente oxidante sunt *electronegative,* pe când metalele, elemente reducătoare, sunt *electropozitive.*

Proprietatea oxidantă şi cea reducătoare sunt însuşiri chimice oarecum opuse; ca starea electrică pozitivă şi cu cea negativă a corpurilor.

Când două corpuri, unul oxidant, celălalt reducă-

tor, sunt în contact unul cu altul și reacționează reciproc, atunci efectul chimic rezultant este o *reducere* a oxidantului și o *oxidare* a reducătorului. Corpul compus ce se obține e adesea un corp *neutru*, în această privință. Un exemplu îl avem în apă; combinație de oxigen și hidrogen. Am văzut că apa este oxidant față de multe metale.

In cercetarea proprietăților chimice ale corpurilor, fie simple, fie compuse, trebue să vedem dacă corpul studiat este un oxidant, un reductor sau neutru și să mai apreciem cam în ce grad posedă proprietatea respectivă. Cunoașterea acestor însușiri ne ajută adesea să prevedem cam cum vor reacționa în general corpurile considerate, în anumite împrejurări.

§ 9. Compoziția apei în greutate.

1. Experiența schițată în figura 38 ne arată metoda folosită [1]) pentru a face *sinteza* calitativă și cantitativă (în greutate) a apei. In vasul B se pune o cantitate bine cântărită de oxid de cupru pur. Vasul A conține substanțe desicatoare (absorbitoare de apă). Tubul C conține de asemenea substanțe desicatoare. Acest tub se cântărește bine înainte de experiență. Hidrogenul pur și uscat în vasul A, trecând peste oxidul de cupru încălzit în tubul B, se combină cu oxigenul acestuia, reducându-l în stare de metal, iar vaporii de apă mânați de curentul de gaz sunt absorbiți în tubul C.

Cântărind, după terminarea experienței (când tot oxidul a fost redus) și tubul B, și tubul C, găsim, făcând diferența, cât oxigen a fost în oxidul de cupru (și deci cât cupru metalic) și câtă apă s'a format și s'a absorbit de vasul C. S'a găsit în felul acesta că în 18 părți (în greutate) de apă sunt 16 părți de oxigen și 2 părți de hidrogen.

[1]) De chimistul francez *Dumas*.

In aceeași experiență se găsește că 16 părți de oxigen se combină cu 63,6 părți de cupru pentru a forma oxidul de cupru. Aceeași experiență se poate face cu oxidul de fier.

2. *Observare.* In fenomenul reducerii oxizilor metalici cu ajutorul hidrogenului, constatăm că acest element înlocuește metalul. Mai înainte am văzut că și metalul poate înlocui hidrogenul din apă (oxid de hidrogen) sau din acizi. Hidrogenul și metalele sunt *reducători, sunt deci asemenea din acest punct de vedere chimic, de aceea se pot înlocui unul pe altul în combinațiile chimice.*

Vom avea prilej să constatăm că *acest fenomen de substituire a corpurilor asemenea din punct de vedere chimic se produce foarte des.* (Cuiu pe cuiu se scoate!)

3. Observare importantă. Acțiunea maselor. Experiența din urmă ne arată că încălzindu-l în contact cu hidrogenul putem să descompunem un oxid metalic, în metal liber și în apă.

Experiențele de mai înainte ne arată că și metalul încălzit (fier, zinc), poate să descompună apa spre a da oxid metalic și hidrogen liber. Vedem deci că, *în aparență, în aceleași împrejurări* (aceleași corpuri încălzite) fenomenul chimic se poate produce în două sensuri opuse:

1. *Vapori de apă + metal → oxid metalic + hidrogen.*
2. *Hidrogen + oxid metalic → vapori de apă + metal.*

Asemenea fenomene chimice se numesc fenomene *reversibile.* In primul caz pare că e mai mare afinitatea chimică dintre metal și oxigen decât dintre acesta și hidrogen. In al doilea caz pare că ar fi mai mare afinitatea chimică dintre hidrogen și oxigen.

Cum vom putea ști în ce sens se va produce fenomenul? Pe lângă afinitatea chimică și temperatură, ce împrejurare, ce factori mai influențează aici *sensul* fenomenului? Acest factor *hotărîtor* este *cantitatea (masa)* relativă a gazelor, hidrogen și vapori de apă, ce sunt în prezență în ambele fenomene. Cantitatea corpurilor solide, metalul și oxidul, nu joacă niciun rol în ce privește sensul fenomenului.

Când trecem un curent de hidrogen peste oxidul metalic încălzit, acesta se reduce în stare de metal cedând oxigenul hidrogenului, cu care se combină dând apă, iar vaporii de apă formați sunt *continuu îndepărtați* de curentul de hidrogen *în exces*; vaporii de apă nu mai pot reacționa asupra metalului. Fenomenul chimic se petrece deci în sensul: *hidrogen + oxid → metal + apă.*

In al doilea caz, curentul de vapori de apă este în exces și oxidând metalul, hidrogenul apei este pus în libertate și mânat afară de curentul de vapori.

Dacă fenomenul s'ar petrece într'un spațiu închis, ambele reacțiuni ar avea loc în același timp și ar conduce la o *stare de echilibru chimic* Am avea în prezență vapori de apă, hidrogen, metal și oxid metalic, *ori dela ce stare inițială am pleca:* Oxid *și* hidrogen, sau metal și vapori de apă.

Experiența și teoria ne arată că pentru o temperatură anumită există *un raport bine determinat* între concentrațiunile [1]) hidrogenului și a vaporilor de apă în prezență și în echilibru chimic.

---

[1]) Se numește *concentrațiunea* hidrogenului numărul de grame de hidrogen conținute într'un gram de amestec. O definiție mai riguroasă vom da-o mai departe.

Asemenea fenomene reversibile, ce pot conduce la stări de echilibru, sunt foarte numeroase în chimie. Factorul care, pe lângă afinitatea chimică şi temperatură, joacă un rol important în reacţiunile chimice, este acţiunea maselor relative ale corpurilor în prezenţă (a cantităţilor).

§ 10. Legea proporţiilor definite. Legea conservării materiei.

1. Experienţa ne arată că în fenomenul chimic al combinării oxigenului cu hidrogenul pentru a forma apă, întotdeauna aceste elemente se combină în raportul *bine definit* de 1 parte hidrogen şi 8 părţi oxigen (sau 2 părţi hidrogen şi 16 părţi oxigen; sau 0,5 părţi hidrogen şi 4 părţi oxigen, etc., deci tot în raportul 1 la 8).

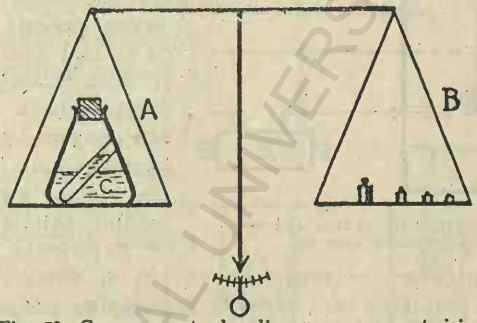


Fig. 39. Cum se poate dovedi conservarea materiei.

16 părţi de oxigen se combină cu 63,6 părţi cupru pentru a da oxidul de cupru. De asemenea 200 părţi de mercur se combină cu 16 părţi de oxigen pentru a da oxid roşu de mercur.

56 părţi de fier se combină cu 32 părţi de sulf pentru a da sulfura de fier.

Faptul acesta se constată la toate combinaţiunile chimice şi se enunţă sub forma *legii* următoare, numită *legea proporţiilor definite.*

O combinaţiune chimică anumită se produce întotdeauna cu aceleaşi elemente, luate în aceleaşi proporţii.

Această lege se aplică nu numai la combinaţiunile chimice ale elementelor, ci la toate combinaţiunile chimice. Am văzut că între cantităţile de acid sulfuric şi de hidroxid de sodiu, ce se neutralizează reciproc, există de asemenea *un raport definit.*

Acest raport definit între greutăţile corpurilor, ce intră în-

tr'o combinaţiune chimică, este una din deosebirile *esenţiale* dintre un amestec şi o combinaţie chimică. Corpurile ce alcătuesc un amestec pot să se amestece *în orice proporţie.*

3. Legea conservării materiei. *Experienţă.* Intr'un vas de sticlă turnăm apă de var şi introducem în el o eprubetă cu o disoluţiune apoasă de piatră vânătă. Astupăm vasul bine cu un dop şi-l cântărim. După aceasta îl mişcăm aşa, ca să se amestece soluţia din eprubetă cu apa de var. Se produce un precipitat albastru, gelatinos (fig. 39). S'a petrecut un fenomen chimic. Cântărim din nou; găsim aceeaşi greutate ca şi mai înainte.

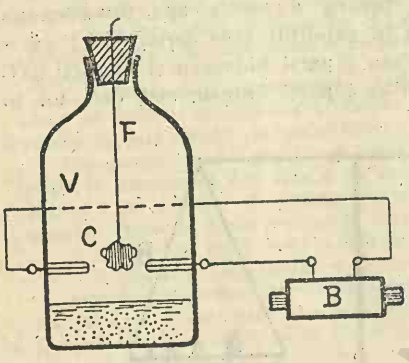


Fig. 40. Experienţă pentru a dovedi conservarea materiei.

Această experienţă se poate repeta cu multe alte corpuri. In loc de piatră vânătă se poate lua piatra acră, piatra iadului, calaican.

Experienţă. Intr'un vas plin cu oxigen se toarnă puţină apă de var şi se astupă bine cu un dop, prin care pătrunde o sârmă de fier, la capătul căreia se găseşte o bucată de cărbune. Prin pereţii vasului pătrund şi două fire izolatoare de cupru, cari se pun în comunicaţie cu polii unei bobine Ruhmkorff (un aparat electric). Cântărim balonul cu dopul şi accesoriile (fig. 40).

Cu ajutorul scânteilor electrice produse de bobina de inducţie aprindem cărbunele. Se formează bioxid de carbon, care se uneşte cu varul şi dă piatra de var, un precipitat alb.

Cântărim balonul, după ce s'a produs fenomenul chimic, şi găsim aceeaşi greutate.

Din aceste şi alte experienţe scoatem următoarea **lege:**

Oricare ar fi transformarea chimică ce o sufere materia, greutatea corpurilor noi, ce rezultă dintr'o asemenea transformare, este egală cu greutatea corpurilor dinainte de fenomen. Materia se preface, dar nu se pierde, nu se creează.

3. Exerciţii. 1. *Ce deosebire există între un amestec omogen şi unul eterogen? Dă exemple!*

2. *Ce deosebire există între un amestec omogen și o combinațiune chimică, bine definită?*

3. *Prin ce proprietăți fizice ne putem încredința că un corp este chimiceşte pur?*

§ 11. Apa oxigenată.

1. **Proprietăți.** *Apa oxigenată* pură sau *peroxidul de hidrogen* este un lichid incolor, sirupos, mai greu decât apa. Se descompune ușor în apă și oxigen. Mai stabilă este o soluție apoasă, foarte puțin acidulată, ce conține 30% apă oxigenată. Aceasta se găsește în comerț sub numele de *perhidrol*. Apa oxigenată ce se vinde în farmacii e o soluție apoasă ce conține numai 4 procente de apă oxigenată.

Analiza ne arată că, la aceeași cantitate de hidrogen, apa oxigenată conține de două ori mai mult oxigen decât apa ordinară [1]).

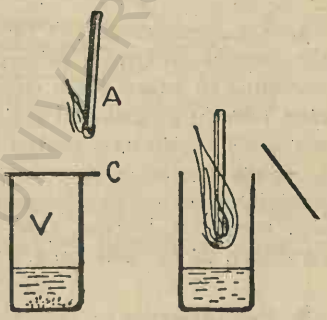


Fig. 41. Apa oxigenată este un oxidant.

Proprietatea caracteristică a apei oxigenate este aceea de a ceda ușor jumătate din oxigenul ei și de a oxida cu el multe corpuri. *Este un oxidant. Pe această proprietate se bazează toate întrebuințările apei oxigenate.*

Experiență. Turnăm într'un pahar soluție de apă oxigenată din comerț (3%) așa, ca să avem un strat de vreo 3 cm. Punem câteva linguriţe de praf de piroluzită (bioxid de mangan) în această apă și apoi acoperim paharul cu o placă de sticlă. După câteva minute se constată cu un băț de lemn, ce arde puțin, fără flacără că în pahar s'a degajat oxigen. Aceasta e o reacție caracteristică a apei oxigenate (fig. 41).

[1]) Încălzind la vreo 300° o cantitate oarecare de apă oxigenată, obținem două volume de vapori de apă și un volum de oxigen; deci, în apa oxigenată s'au combinat 2 volume de hidrogen cu 2 volume de oxigen.

2. Aplicaţiuni. Apa oxigenată se întrebuinţează pentru a decolora fildeşul, mătasa, penele de struţ, bureţii şi pentru a face blond părul negru. Se mai întrebuinţează în medicină ca *desinfectant* al rănilor şi ca apă de gură.

3. Prepararea. Apa oxigenată se produce în foarte mici cantităţi, în multe fenomene de oxidaţiune ce au loc în natură.

In industrie se prepară o soluţie apoasă ce conţine 30% apă oxigenată (perhidrol), dacă tratăm *peroxidul de sodiu sau de bariu* cu acid sulfuric diluat. Hidrogenul acidului sulfuric este înlocuit cu bariul din peroxidul de bariu pentru a da un corp alb, *insolubil*, numit *sulfat de bariu*, iar oxigenul peroxidului se combină cu hidrogenul scos din acid şi dă *peroxid de hidrogen* sau *apă oxigenată*.

§ 12. Ozonul.

1. De multă vreme s'a observat că sub acţiunea descărcărilor electrice (în timpul fulgerelor şi al trăsnetelor) aerul capătă un miros ce aduce puţin cu mirosul usturoiului. De asemenea, când fosforul e lăsat mai mult timp să se oxideze cu încetul în aer *umed*, se constată acelaşi miros.

Cauza acestui fenomen se datoreşte faptului că în aceste împrejurări oxigenul, *fără a-şi schimba greutatea, se preface în altă formă tot gazoasă, însă mai condensată*. Această varietate de oxigen se numeşte *ozon*.

2. Prepararea. In laborator şi în industrie, ozonul se prepară trecând descărcări electrice obscure printr'un curent lent de aer sau de oxigen. Aparatele, în care se face această operaţiune, sunt alcătuite în principiu din două tuburi concentrice de sticlă (A, B fig. 42), printre care circulă un curent de aer sau de oxigen. Curentul de gaze e supus descărcărilor electrice obscure, produse între pereţii celor două tuburi, pereţi puşi în comunicaţie cu polii unui generator de curent electric.

3. Proprietăţi. Ozonul este un gaz incolor când e în cantitate mică. Văzut într'un strat mai gros, apare albastru. Se lichefiază şi se solidifică. Este odată şi jumătate mai greu decât oxigenul.

Ce este ozonul? Din punct de vedere chimic, ozonul este o varietate de oxigen, deci un element,

însă posedă însuşiri oxidante mult mai energice de cât acesta. Ozonul e stabil la temperatura ordinară. Prin încălzire se preface în oxigen şi anume, din **2** volume de ozon se obţin **3** volume de oxigen. Se zice că ozonul este o stare *alotropică* a oxigenului.

Proprietatea caracteristică a ozonului este marea sa putere oxidantă, mai ales când e umed. Sulful, fosforul sunt oxidate repede de ozon. Chiar şi mercurul şi argintul sunt oxidate repede de ozon.

Multe materii organice (combinaţiuni de carbon)

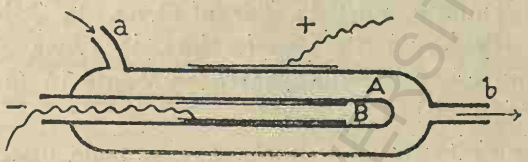


Fig. 42. Prepararea ozonului în laborator şi în industrie. Schiţă. Prin *a* intră oxigen; prin *b* iese ozon.

sunt de asemenea oxidate şi distruse de ozon. Din această cauză, ozonul se întrebuinţează la sterilizarea apei de băut şi, în timpul din urmă, la purificarea aerului din marile săli de spectacole.

Experienţă. Pe fundul unei eprubete curate şi uscate se pune puţin mercur uscat şi curat. Acest corp nu udă sticla, când e curat. Se introduce puţin aer sau oxigen ozonizat în eprubetă. După puţin timp vedem că mercurul îşi schimbă aspectul şi lasă o dâră pe sticlă. Sub influenţa ozonului s'a oxidat. In aceleaşi condiţiuni şi o bucată de argint perfect curată se înnegreşte oxidându-se.

O reacţie uşoară de realizat pentru a pune în evidenţă prezenţa ozonului este următoarea: Se ia o hârtie de filtru şi se îmbibă cu o soluţie apoasă de amidon, în care s'a disolvat puţină iodură de potasiu. Această hârtie se înălbăstreşte sub acţiunea ozonului, căci acesta oxidează iodura de potasiu, prefăcând-o în iod şi în oxid de potasiu, iar iodul liber înălbăstreşte amidonul. Vom vedea că iodul este un element, ce are *o slabă proprietate oxidantă*, de aceea ozonul fiind un oxidant mult mai energic îl înlocueşte uşor din combinaţia sa cu potasiul.

§ 13. Sarea gemă.

1. Starea naturală. Sarea de bucătărie este foarte răspândită în natură. Se găseşte în pământ alcătuind stânci şi straturi întregi şi atunci se chiamă *sare gemă*. Apa de mare şi a multor izvoare sărate conţine în disoluţiune sare de bucătărie.

Cele mai vestite mine de sare (ocne) din Europa sunt la *Wieliczka* în Polonia, la *Stassfurt* în Germania, la *Cordova* în Spania, la *Dieuze* în Lorena.

In România se găsesc multe şi importante *saline*. Mai însemnate sunt la *Târgul-Ocna*, la *Telega*, la *Slănic* (Prahova), la *Ocnele-Mari*, la *Ocna Sugatag* (Maramureş). Din saline, sarea se scoate în formă de drobi (formali).

In ţările calde, scăldate de mări (Franţa, Italia, Grecia), sarea de bucătărie se extrage prin evaporare din apa mării, unde se găseşte cam 2,8% amestecată cu alte săruri de magneziu şi de calciu, de care se purifică apoi în cea mai mare parte.

In unele locuri, sarea de bucătărie se scoate şi din izvoare sărate, supunând apa acestora la evaporări, în dispozitive şi aparate speciale.

2. Proprietăţi fizice. Sarea de bucătărie este un corp solid, incolor şi străveziu, când e perfect curată. Uneori e colorată în vânăt, galben sau roşu; atunci e amestecată cu materii străine. Ea are un gust sărat, caracteristic şi e de vreo două ori mai grea decât apa.

Sarea de bucătărie se disolvă în apă. La cald e ceva mai solubilă decât la rece [1]).

Experienţă. Dacă facem o soluţiune *saturată* şi fierbinte de sare şi o evaporăm prin încălzire, se separă după câtva timp mici cuburi incolore, transparente şi mărginite de feţe plane. Asemenea corpuri cu forme geometrice, obţinute în mod natural, se numesc *cristali* [2]). (fig. 43).

[1]) La 15° se disolvă cam 350 grame de sare într'un litru de apă. La 100° se disolvă 390 grame într'un litru.

[2]) Fiindcă între cristalii de sare, împreunaţi mai mulţi la un loc, se găseşte interpusă puţină apă, asemenea cristali plesnesc, când sunt aruncaţi în foc, pe jăratec. De ce?

Sarea de bucătărie se topește pe la 800° și la o temperatură mai înaltă *se volatilizează, fără să se descompună,* deși, după cum vom vedea, este un corp compus. Este deci o combinațiune foarte stabilă la încălzire.

3. Proprietăți chimice. Soluțiunea apoasă de sare de bucătărie nici nu înroșește, nici nu înălbăstrește tinctura violetă de turnesol; n'are nici însușire acidă, nici însușire bazică. Este un corp *neutru* față de turnesol și e tipul corpurilor chimice, numite *săruri neutre.*

Fig. 43. Cristali cubici.

Sarea de bucătărie nu reacționează nici cu oxigenul, nici cu hidrogenul; nu are deci nici proprietăți reducătoare, nici oxidante, și din acest punct de vedere este un corp *neutru.*

Care este compoziția acestui corp? *Electroliza sării de bucătărie.* Sarea de bucătărie este rea conducătoare de electricitate, când e în stare solidă; dacă însă este topită prin încălzire, conduce curentul electric și se descompune în două elemente sau corpuri simple: *sodiul și clorul.* Sarea de bucătărie se mai numește *clorură de sodiu* și conține 23 părți sodiu la 35,5 părți clor.

4. Întrebuințări. Sarea de bucătărie este indispensabilă vieții oamenilor și a animalelor; ea se găsește în sânge și în multe lichide din organism. Sarea de bucătărie ajută mistuirea alimentelor, atâță pofta de mâncare prin excitarea nervilor din căptușeala (mucoasa) stomacului, înlesnește secrețiunea sucurilor digestive.

Din această cauză, sarea e un condiment necesar în alimentaţiunea oamenilor şi a animalelor.

Sarea de bucătărie se întrebuinţează pentru conservarea unor materii alimentare, căci în cantitate mai mare împiedecă putrezirea acestora.

Cele mai importante întrebuinţări le are clorura de sodiu în industria chimică, unde serveşte ca materie primă pentru prepararea a numeroase corpuri.

§ 14. Cubul. Octaedrul. Sistemul cubic. Sistem cristalin.

1. Cristali de sare se găsesc mult mai mari în minele de sare. Dacă luăm un asemenea cristal şi aşezăm pe dânsul un cuţit paralel cu una din feţele sale, lovind cu un ciocan, se separă din cristal felii paralele cu feţele cubului. Această însuşire a cristalilor se numeşte *clivaj*. Clivajul ne dovedeşte că în cristal materia e aşezată *cu regularitate*, nu la întâmplare ca în corpurile amorfe. Şi alte proprietăţi fizice, cum sunt conductibilitatea calorifică, electrică, tenacitatea, duritatea *variază într'un cristal cu direcţiunea considerată*, însă, în aceeaşi direcţiune, asemenea proprietăţi au aceeaşi mărime (fig. 44).

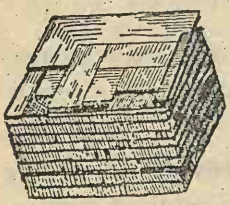


Fig. 44. Cristal cu clivajul foarte pronunţat.

O manifestare exterioară a regularităţii intime a materiei în corpurile cristalizate este forma geometrică, regulată, sub care se prezintă adeseaori aceste corpuri.

2. Cubul este o formă cristalină. El are 6 feţe pătrate egale, 12 muchii egale şi 8 vârfuri sau unghiuri solide (fig. 45).

Observăm că aceste *elemente* ale cubului (feţe, muchii şi vârfuri) sunt aşezate cu anumită regularitate

sau *simetrie* faţă de liniile drepte ce unesc centrele a două feţe opuse sau mijloacele a două muchii opuse.

Să ţinem cubul aşa, ca linia dreaptă *aa'* ce uneşte centrele bazelor cubului să fie verticală, iar dreptele *bb'* şi *cc'*, corespunzătoare feţelor laterale, să fie una îndreptată dela stânga spre dreapta, cealaltă din faţă îndărăt.

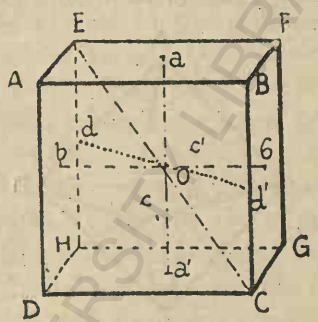


Fig. 45. Cubul şi axele sale de simetrie aa', CE, dd'.

Când învârtim cubul de 360° în jurul liniei *aa'*, el prezintă de *patru ori acelaşi aspect, aceeaşi înfăţişare.* Aceste 4 poziţii se găsesc la 90° grade una de alta. Zicem că dreapta *aa'* este o *axă de simetrie cvaternară.* Şi dreptele *bb'*, *cc'* sunt axe de simetrie cvaternară. Vedem deci că, în jurul acestor axe, elementele cristalului (a formei cristaline) sunt simetric aşezate.

E uşor de văzut că dreptele ce unesc câte două din unghiurile solide opuse (A G, B H, D F, C E) sunt *axe de simetrie ternară.* Cubul are deci patru axe de simetrie ternară (fig. 45).

In sfârşit, dreptele ce unesc mijloacele muchiilor opuse sunt axe de simetrie *binară.* Cubul are şase asemenea axe.

Punctul O de întretăiere a axelor amintite se numeşte *centrul de simetrie* al cubului, căci orice dreaptă ce trece prin acest centru şi se opreşte la feţele cubului este tăiată în două segmente egale. Capetele exterioare ale acestor segmente sunt simetric aşezate faţă de *centrul* cubului.

Axele amintite şi centrul cubului se numesc *elemente de simetrie* ale cubului.

3. Octaedrul. Să înlocuim fiecare vârf (unghiu

solid) al cubului prin câte o faţă deopotrivă înclinată pe cele trei muchii ale acestuia. Se obţine o formă geometrică numită *octaedru* (fig. 46). Această formă are 8 feţe egale (triunghiuri echilaterale); 6 unghiuri solide egale şi 12 muchii egale.

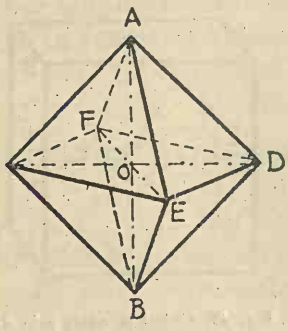


Fig. 46. Octaedrul şi axele de simetrie cvaternară.

Şi această formă cristalină are *aceleaşi* elemente de simetrie ca şi cubul şi anume:

Trei axe de simetrie cvaternară (dreptele ce unesc două câte două, unghiurile solide, opuse: AB, CD, EF).

Patru axe de simetrie ternară (dreptele ce unesc centrele a două feţe opuse).

Şase axe de simetrie binară (dreptele ce unesc mijloacele a două muchii opuse.

Un centru de simetrie.

Fiindcă octaedrul s'a dedus din cub, prin modificarea amintită, se zice că octaedrul este *o formă derivată*, iar cubul este *o formă primitivă* sau *fundamentală*.

Din cub se mai pot obţine şi alte forme derivate modificând convenabil fie unghiurile solide, fie muchiile. Toate aceste forme derivate au aceleaşi elemente de simetrie, ca şi forma primitivă, cubul. Se zice că toate alcătuesc *sistemul cubic*.

4. Se numeşte sistem cristalin totalitatea formelor cristalografice, care se pot dedùce din una şi aceeaşi formă primitivă, cu care prezintă aceleaşi elemente de simetrie.

Sunt şapte sisteme cristaline.

§ 15. Clorul.

1. Electrolizând sarea de bucătărie topită, aceasta se descompune în sodiu şi în clor. Sodiul se separă

la electrodul negativ și este un metal *foarte reducător*, după cum am văzut. Clorul este un gaz, ce se degajă la electrodul pozitiv. Așa se prepară adeseaori în industrie acest *element electronegativ* [1]).

2. Proprietăți fizice. Clorul este un gaz galben-verzuiu, cu miros înnecăcios, solubil în apă. Clorul este foarte otrăvitor, de aceea nu trebue respirat. El se lichefiază și se solidifică ușor prin răcire. In comerț se găsește comprimat în stare lichidă, în vase de oțel. Un volum de clor gazos este de 2½ ori mai greu decât un volum egal de aer și de 35,5 ori mai greu decât un volum egal de hidrogen, în aceleași condițiuni de presiune și de temperatură. In laboratoare se întrebuințează adesea sub numele de *apă de clor* o soluție de clor în apă.

3. Proprietăți chimice. Clorul este un element electronegativ, ca și oxigenul [2]). Faptul că combinația sa cu sodiul (sarea de bucătărie) este un corp foarte stabil, ne arată că clorul are mare afinitate chimică față de sodiu și, judecând prin analogie cu cele con-

---

[1]) In laborator e greu de realizat electroliza sării de bucătărie topite, căci e nevoie de o temperatură înaltă spre a topi acest corp. E de mare folos însă să se facă electroliza unui corp asemănător, *clorura de plumb*, corp ce se topește ușor și a cărei electroliză se poate foarte ușor face într'un tub de sticlă greu fuzibilă, îndoit în formă de U (vezi G. A. Dima, Carte de Fizică cl. VII). La electrodul negativ se separă plumb; la cel pozitiv, clor.

Pentru a cerceta în laborator proprietățile fizice și chimice ale clorului, se poate proceda așa: In mai multe borcane de sticlă se toarnă câte puțin acid clorhidric concentrat (soluție apoasă), peste care se adaugă apoi puțin clorat de potasiu pulverizat. Se acopere fiecare borcan cu un geam de sticlă și se lasă puțin timp.

Oxigenul din cloratul de potasiu se combină cu hidrogenul din acidul clorhidric dând apă și punând clorul acestuia în libertate. Gazul se degajă în aerul din borcan și se amestecă cu dânsul.

Clorul fiind un gaz foarte otrăvitor, ce atacă mucoasele, toate experiențele cu clor trebuesc făcute numai în mici cantități, sub o nișă cu tiraj puternic.

[2]) Se numesc elemente electronegative acele corpuri simple, care în fenomenul electrolizii se separă la electrodul pozitiv, ca și cum ar fi electrizate negativ și ar fi atrase de acest electrod.

statate la oxigen, este de presupus că o asemenea afinitate să o aibă şi pentru celelalte metale, şi pentru hidrogen. Să vedem ce zice experienţa.

Acţiunea clorului asupra metalelor. Intr'un vas cu clor uscat punem o bucăţică de sodiu şi o lăsăm câtva timp. Sodiul dispare unindu-se cu clorul şi se preface în corpul bine cunoscut, clorura de sodiu (sarea de bucătărie).

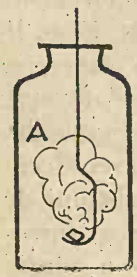


Fig. 47. Arderea fosforului în clor.

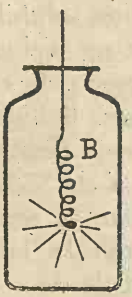


Fig. 48. Arderea cuprului în clor.

Introducând în alt vas cu clor, o foiţă încălzită de cupru, de zinc, de cositor şi de oricare alte metale, foiţa metalică arde combinându-se cu clorul, producând căldură şi adeseaori lumină (fig. 48).

Toate metalele, chiar şi aurul şi platina, se combină cu clorul şi se prefac în cloruri. Mai toate clorurile sunt solubile în apă.

Combinarea clorului cu hidrogenul. *Experienţă.* Intr'un vas cu clor introducem o flacără de hidrogen (fig. 49). Acesta arde mai departe şi dă naştere la un gaz, cu miros înţepător şi cu un gust acru, solubil în apă, căreia îi comunică însuşiri acide. E *acidul clorhidric.*

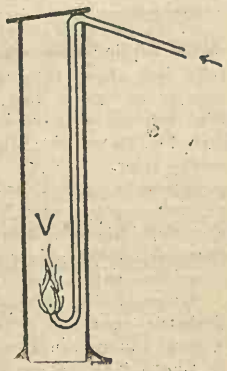


Fig. 49. Arderea hidrogenului în clor.

Experienţa ne arată că, dacă amestecăm *un volum* de clor cu *un volum* de hidrogen şi lăsăm amestecul la lumina difuză, se obţine după câtva timp *două volume* de un corp gazos nou, care e acidul clorhidric.

Dacă acest amestec de clor şi de hidrogen, în volume egale, este expus la o lumină puternică, se produce o explozie tot aşa de violentă ca cea produsă de arderea amestecului explozibil de oxigen şi de hidrogen. (fig. 50).

Acţiunea clorului asupra combinaţiilor hidrogenului.

Afinitatea chimică a clorului față de hidrogen este așa de mare, că-l scoate pe acest element chiar și din numeroase combinațiuni și se combină cu dânsul pentru a da acid clorhidric.

Experiențe. O hârtie de filtru, îmbibată cu esență de terebentină [1]), introdusă în clor, arde cu mult fum, căci cărbunele se separă, deoarece nu este atacat de clor (fig. 51).

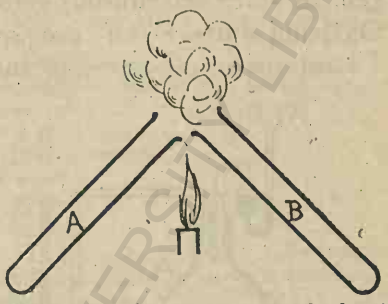


Fig. 50. Aprinderea unui amestec de clor și hidrogen cu producere de acid clorhidric.

Clorul, la lumină, descompune apa unindu-se cu hidrogenul și pune în libertate oxigenul. De aceea apa de clor, la lumină, este *un oxidant.* In laborator se păstrează în sticle negre. Vom vedea că și alte multe combinațiuni ale hidrogenului sunt distruse de clor.

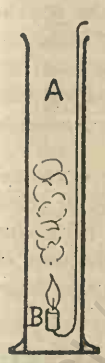


Fig. 51. Arderea unei lumânări în clor. Clorul se unește cu hidrogenul din flacără, iar cărbunele rămâne liber.

In mod analog, clorul descompune și oxizii metalici, unindu-se cu metalul corespunzător.

Fosforul, arsenicul, borul și alte *elemente reducătoare* ard în clor și se prefac în cloruri.

In rezumat, vedem că acest element electronegativ se combină aproape cu toate elementele reducătoare și este deci un oxidant energic. Clorul nu se combină direct cu oxigenul, cu azotul și cu carbonul. Pe oxigen îl scoate chiar uneori din multe din combinațiile sale.

Proprietatea chimică cea mai însemnată din punct de vedere practic a clorului este marea sa afinitate față de hidrogen; pe aceasta se bazează cele mai multe întrebuințări practice ale clorului.

[1]) Esența de terebentină e un amestec de combinațiuni de carbon și hidrogen.

4. Întrebuinţări. Clorul se întrebuinţează mai ales ca decolorant, ca desinfectant şi ca bactericid. Aceste întrebuinţări *se bazează pe descompunerea apei de către clor.* Oxigenul pus în libertate oxidează materiile colorate şi dă cu ele combinaţiuni albe. Acelaşi oxigen, în stare născândă, oxidează şi distruge bacteriile. Oxigenul din aer nu are acţiune aşa de energică. Clorul *uscat* nu exercită nicio acţiune de înălbire.

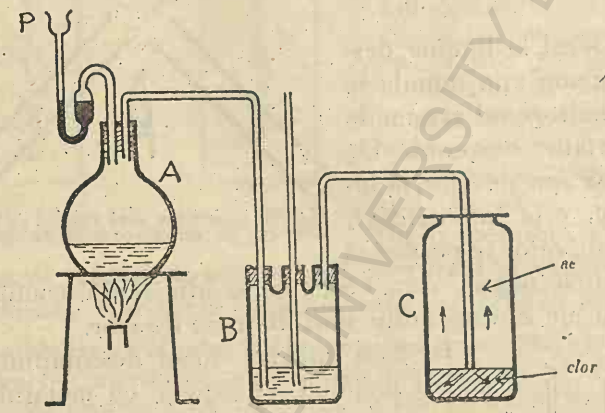


Fig. 52. Prepararea clorului în laborator. In A se pune piroluzită. Prin P se toarnă soluţia de acid clorhidric. In B se usucă trecând gazul prin acid sulfuric concentrat.

Acest gaz este foarte vătămător pentru ţesuturile organice şi de aceea s'a întrebuinţat ca mijloc de luptă în războiul chimic.

Pentru că mânuirea clorului gazos şi lichid este periculoasă, se prepară în industrie şi se găsesc în comerţ combinaţiuni, cari desvoltă uşor clor. Unul din aceste corpuri este *clorura de var*, ce se obţine trecând clor prin *lapte de var*.

5. Starea naturală. Prepararea clorului. Este evident că un element ce are aşa de mare activitate chimică nu poate să existe liber în natură, ci numai sub formă de combinaţii. Cea mai însemnată combinaţie naturală a clorului este *clorura de sodiu.* Aceasta e materia primă ce serveşte direct, prin electroliză, la prepararea clorului.

Indirect se scoate clorul din clorura de sodiu, dacă se tratează acest corp cu acid sulfuric concentrat și acidul clorhidric, pus astfel în libertate, este apoi *oxidat;* se formează apă și clor.

In industrie, acidul clorhidric se oxidează cu ajutorul oxigenului din aer sau din bioxidul de mangan (piroluzită), un mineral ieftin.

In laborator se oxidează acidul clorhidric mai ales cu bioxidul de mangan. In ambele cazuri trebue să încălzim.

Oxidarea acidului clorhidric cu ajutorul oxigenului este o reacție *reversibilă,* care duce la un fenomen de echilibru, dacă se face într'un spațiu limitat. In adevăr, avem două reacțiuni opuse:

1. *Acid clorhidric + oxigen, → apă + clor.*
   (clor, hidrogen) (oxigen, hidrogen)
2. *Clor + apă, → acid clorhidric + oxigen.*

Ca să se producă prima reacție, trebue să fie oxigen în exces, adică să intervie acțiunea maselor.

Observarea 1. Oxidarea acidului clorhidric cu ajutorul cloratului de potasiu este o metodă *foarte comodă* pentru a prepara clorul în laborator, căci nu e nevoie să încălzim, *dar e foarte scumpă.*

Observarea 2. Vedem de ce mare folos este să cunoaștem însușirile caracteristice ale unui corp, în cazul nostru ale clorului, un element *electronegativ puternic* și *un oxidant foarte energic.* Toate reacțiunile chimice produse, toate întrebuințările clorului sunt consecințele acestor însușiri.

Observarea 3. Clorul fiind un element oxidant îl scoatem din combinația sa, acidul clorhidric, cu ajutorul altui element oxidant, oxigenul.

In mod analog, din acizi și din apă, am scos hidrogenul, element reducător, cu ajutorul metalelor, de asemenea reducătoare. *(Cuiu pe cuiu se scoate!).*

§ 16. Acidul clorhidric.

1. Sub numele de *acid clorhidric* sau *spirt de sare* (acid muriatic) se găsește în comerț un lichid incolor, ceva mai greu decât apa și din care se degajă un fum alb, cu miros pătrunzător și acru la gust. Acest fum este alcătuit din picături foarte mici de apă, în care se află disolvat un gaz numit *acid clorhidric gazos.* Acest gaz e corpul ce se produce când se combină un volum de clor cu unul de hidrogen.

Lichidul din comerț ce are acest nume este o disoluțiune apoasă, ce conține până la 40% acid clorhidric

gazos. Soluţiunea şi fumul alb înroşesc foarte tare hârtia albastră de turnesol.

Experienţă. Dacă apropiem de fumul alb ce se degajă din soluţia concentrată de acid clorhidric o baghetă de sticlă al cărui capăt a fost muiat în soluţie de amoniac, se produce un fum alb, mai abundent. E o reacţiune foarte importantă a acidului clorhidric (fig. 53).

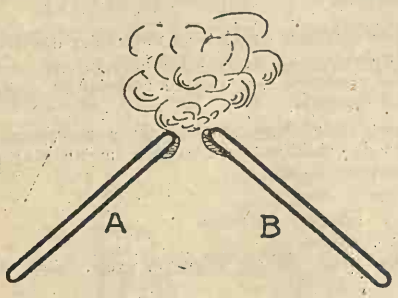


Fig. 53. Combinarea acidului clorhidric cu amoniacul; se produc fumuri albe.

2. Care e compoziţia acidului clorhidric ?

Electroliza acidului clorhidric. Experienţă. Intr'un voltametru cu electrozi de cărbune, punem o soluţie concentrată de acid clorhidric şi trecem prin ea un curent electric. In eprubeta dela polul (electrodul) negativ se adună hidrogen; în cea dela electrodul pozitiv se desvoltă un gaz galben-verzuiu; e clorul (fig. 54). Clorul e foarte solubil în apa ce conţine acid clorhidric. Dacă aşteptăm să se satureze soluţia cu clor şi golim eprubetele de gazul produs şi trecem apoi din nou curentul, observăm că volumul de hidrogen este egal cu volumul de clor.

Analiza ne arată deci, că acidul clorhidric este alcătuit dintr'un volum de hidrogen şi unul de clor. Sinteza ne-a dovedit, după cum am văzut, acelaşi lucru: Un volum de hidrogen se uneşte cu un volum de clor şi dă două volume de acid clorhidric gazos.

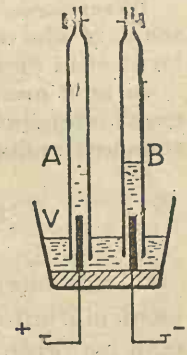


Fig. 54. Electroliza şi analiza acidului clorhidric.

Observare. In această electroliză apa nu se descompune, nu se împuţinează; dispare treptat acidul disolvat în apă.

3. Proprietăţi fizice. Ca să-i cercetăm proprietăţile gazului acid clorhidric îl scoatem din soluţia sa apoasă în felul următor:

Experienţă. Intr'un balon de sticlă, prevăzut cu tub de culegere, se pune o soluţie concentrată de acid clorhidric şi se în-

călzește (fig. 55). Se degajă acidul gazos, care fiind puțin mai greu decât aerul se culege prin înlocuirea acestuia în eprubete adânci de sticlă, până în fundul cărora pătrunde capătul tubului de culegere (fig. 55). Ne convingem că eprubeta e plină cu acid clorhidric gazos în momentul când, apropiind capătul unui băț de sticlă udat cu soluție de amoniac, se produce fumul alb, gros și abundent, de care am vorbit.

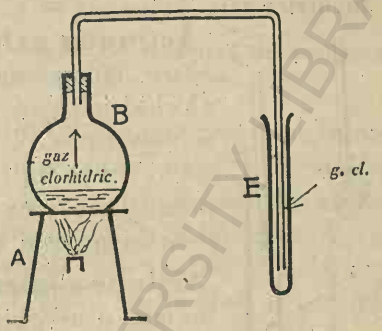


Fig. 55. Scoaterea acidului clorhidric gazos din soluția sa apoasă.

Experiență. Dacă răsturnăm eprubeta plină cu acest gaz într'un vas cu apă, apa se ridică foarte repede în eprubetă, ca și cum eprubeta ar fi goală (fig. 56 și fig. 57). Aceasta ne dovedește marea solubilitate în apă a acidului clorhidric gazos. Dacă apa era colorată în albastru cu puțină soluție de turnesol, acum se înroșește.

Aceste și alte experiențe ne arată că acidul clorhidric este un gaz incolor, cu miros înțepător, puțin mai greu decât aerul *(de 18,2 ori mai greu decât hidrogenul).* Este foarte solubil în apă. Prin răcire se poate lichefia și solidifica.

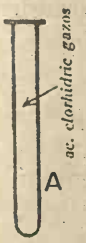


Fig. 56.

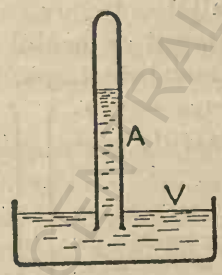


Fig. 57. Solubilitatea acidului clorhidric în apă.

4. Proprietăți chimice. Acidul clorhidric gazos este un corp compus din clor și din hidrogen. *Combinarea acestor două elemente, unul oxidant energic, celălalt reducător, se face cu multă desvoltare de căldură, întocmai ca și combinarea oxigenului cu hidrogenul pentru a da apă.*

Acțiunea căldurii. Am văzut că apa este o combinație foarte stabilă; la încălzire nu se descompune. Și acidul clorhidric gazos nu se descompune prin încăl-

zire. Dacă introducem un băţ de lemn aprins într'o eprubetă plină cu acid clorhidric gazos, lemnul se stinge şi acidul nu arde, dovadă că hidrogenul este puternic legat de clor. *Acidul clorhidric este stabil la încălzire* (fig. 58).

Fig. 58. Acidul clorhidric nu întreţine arderea. Este stabil la încălzire.

Acţiunea oxigenului. Dacă încălzim către 500° un amestec de oxigen şi de acid clorhidric gazos, oxigenul ia locul clorului şi unindu-se cu hidrogenul dă apă. Aşa am văzut că, în felul acesta, se poate prepara clorul; oxidând acidul clorhidric. Reacţia aceasta însă este *reversibilă.*

Acţiunea metalelor. Sodiul şi alte metale uşor oxidabile, când sunt încălzite, reacţionează cu acidul clorhidric gazos şi uscat, pun în libertate hidrogenul şi se unesc cu clorul pentru a da naştere la cloruri metalice; de exemplu, în cazul sodiului, clorura de sodiu.

Oxizii metalici (de ex. oxidul de cupru) de asemenea sunt atacaţi de acidul clorhidric gazos: se formează clorură metalică şi apă.

Mult mai uşor reacţionează cu metalele oxidabile *soluţia apoasă* de acid clorhidric.

Experienţe. Punem în câteva eprubete bucăţele de zinc (sau de fier, de magneziu, de aluminiu) şi apoi turnăm peste acestea soluţie apoasă de acid clorhidric. Se degajă un gaz care este hidrogenul din acid, iar metalul se disolvă combinându-se cu clorul, cu care dă o sare numită *clorură. Această reacţie e tipică şi caracteristică pentru acizi; se poate folosi la prepararea hidrogenului* (fig. 59).

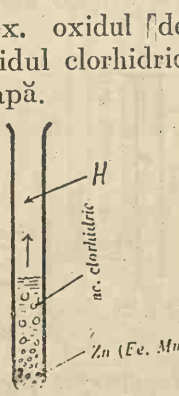


Fig. 59. Soluţia de acid clorhidric atacă unele metale şi degajă hidrogen.

Acţiunea hidroxizilor bazici asupra acidului clorhidric Când neutralizăm cu acid clorhidric o soluţie apoasă de hidroxid de sodiu, se obţine o soluţie

sărată, care nici nu înălbăstrește, nici nu înroșește turnesolul natural, *violaceu*. Prin evaporarea soluției se obține clorura de sodiu sau sarea de bucătărie. Fenomenul chimic ce s'a produs este următoarea *reacțiune tipică, foarte însemnată în chimie:*

Hidroxid de sodiu+ac. clorhidric→clorură de sodiu+apă
(hidrogen, oxigen, sodiu) (clor, hidrogen) (clor, sodiu)

5. In rezumat, acidul clorhidric este o combinație foarte stabilă a clorului cu hidrogenul; nu arde, nici nu întreține arderea. In reacțiunile sale chimice se oglindesc pe de oparte afinitățile chimice ale clorului față de metale, pe de altă parte afinitatea hidrogenului față de oxigen [1]). Prin electroliză, acidul clorhidric se descompune în clor și hidrogen.

Inlocuirea hidrogenului din acidul clorhidric cu un metal dă naștere la o sare, o combinație tipică, derivată din acizi.

Sărurile acidului clorhidric se numesc *cloruri*. Aproape toate clorurile metalice sunt solubile în apă și cristalizabile. Cea mai importantă clorură este *clorura de sodiu,* izvorul natural pentru prepararea și a clorului, și a sodiului, și a acidului clorhidric.

6. Prepararea. Acidul clorhidric nu se găsește liber în natură și este explicabil acest lucru. El se prepară în industrie *scoțându-l* din clorură de sodiu, *cu ajutorul unui alt acid:* acidul sulfuric.

Experiență. Intr'o eprubetă de sticlă se pune puțină sare de bucătărie, se toarnă peste dânsa puțin acid sulfuric concentrat și apoi se încălzește ușor, cu o flacără. Din amestec se degajă acid clorhidric gazos, iar în eprubetă în locul clorurei de sodiu rămâne *sulfat de sodiu*, sarea acidului sulfuric (fig. 60).

[1]) **Observare.** Și cu acest prilej constatăm că un element oxidant înlocuește din combinație un alt element oxidant (oxigenul înlocuește clorul); un reducător (metalul) înlocuește alt reducător (hidrogenul).

Aceasta este o reacţiune tipică, foarte adesea folosită la prepararea acizilor volatili; se pleacă dela sarea acidului respectiv şi se tratează cu acid sulfuric sau cu alt acid convenabil.

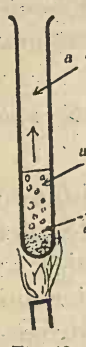


Fig. 60. Acidul sulfuric conc. scoate din clorura de sodiu acidul clorhidric gazos.

Clorură de sodiu + acid **sulfuric= sulfat** de sodiu + acid **clorhidric.**

Acidul sulfuric înlocueşte şi elimină acidul clorhidric din sărurile sale, din cloruri. Se obţin sulfaţi.

In timpul din urmă a început să se prepare acidul clorhidric în industrie şi în mod sintetic: combinând hidrogenul (din electroliza apei) cu clorul (din electroliza clorurii de sodiu).

7. Intrebuinţări. Acidul clorhidric este întrebuinţat în industrie la curăţirea metalelor de pătura superficială de oxid, la prepararea clorului şi a unor acizi. Se foloseşte mult şi în laboratoare.

§ 17. Acidul florhidric. Florul. Bromul. Iodul. Familia halogenilor.

1. Preparare. *Experienţă.* Intr'un vas de plumb se pune un amestec de *florură de calciu* pulverizată (o sare) şi de acid sulfuric concentrat. Se acopere vasul cu o placă de sticlă, unsă cu ceară şi pe care cu un vârf ascuţit am desenat unele semne descoperind ceara. Incălzim puţin. Se degajă un gaz ce fumează în contact cu aerul umed, întocmai ca şi acidul clorhidric. O baghetă de sticlă udă, ţinută în contact cu gazul acesta, e roasă (fig. 61).

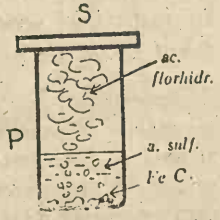


Fig. 61. Atacarea sticlei de acidul florhidric scos din florura de calciu de către acidul sulfuric.

Dacă după câtva timp luăm placa de sticlă şi o curăţim de ceară, spălând-o cu alcool sau cu esenţă de terebentină, constatăm că sticla este roasă (atacată) în toate părţile unde a fost descoperită; aşa se poate grava pe sticlă.

Explicare. Prin acţiunea acidului sulfuric asupra clorurii de calciu se produce sulfat de calciu şi acid florhidric. O reac-

țiune în totul analoagă cu aceea a acidului sulfuric asupra clorurii de sodiu.

2. Proprietăți. *Acidul florhidric* este un gaz incolor, de 20 ori mai greu decât hidrogenul. Atacă aproape toate metalele [1]) dând cu ele floruri. In comerț se găsește sub formă de soluțiune apoasă.

Electrolizând acidul florhidric într'un voltametru special, alcătuit din platină, se dovedește că *este alcătuit dintr'un volum de hidrogen și un volum de flor.*

3. Florul este un gaz galben-verzuiu, cu miros foarte înțepător. E de 19 ori mai greu decât hidrogenul.

Dintre toate elementele, florul are cea mai mare tendință de a se combina cu toate celelalte elemente și în deosebi cu hidrogenul; **e oxidantul cel mai energic** și elementul cel mai electronegativ. Cu hidrogenul se combină cu explozie *chiar și la întunerec* și la temperaturi foarte joase. Se combină foarte greu cu oxigenul, care e și el un oxidant energic. Are toate însușirile chimice ale clorului, dar într'o măsură mai mare. Este foarte otrăvitor. Combinațiile sale se numesc *floruri.*

Acțiunea acidului florhidric asupra sticlei se datorește faptului că bioxidul de siliciu (nisip curat) din sticlă, în contact cu acidul florhidric, dă apă și florură de siliciu, un gaz ce se degajă. Sticla rămâne roasă, în părțile atacate.

4. a. **Bromul** este un lichid de coloare brună-roșietică, ce emite vapori bruni, rău mirositori și *otrăvitori* chiar la temperatura ordinară. Este solubil în apă, cu care dă *apa de brom.*

Experiență. Intr'o eprubetă se toarnă o picătură de brom și în vaporii bruni, ce se degajă din aceasta, ținem o foiță de staniol. Aceasta se încălzește și se combină cu bromul și dă tetrabromura de staniu. Experiențe analoage se pot face cu magneziul, cu fierul, cu zincul și cu alte metale.

Experiență. Intr'o eprubetă se toarnă vreo câțiva centimetri

[1]) Afară de aur, platină și plumb.

de apă, în care se disolvă apoi puţină bromură de sodiu. Turnând câteva picături de apă de clor, soluţiunea se colorează în brun din cauza bromului pus în libertate de clor, care dă clorură de sodiu.

Experienţă. Dacă peste soluţia aceasta turnăm puţin cloroform şi astupând eprubeta a agităm puţin, bromul se disolvă în cloroformul, ce se lasă la fund şi-l colorează în brun (fig. 62).

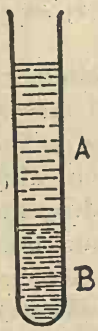


Fig. 62 Bromul scos din bromura de sodiu de către clor se disolvă în cloroform (B).

b. Bromul are aceleaşi proprietăţi chimice ca şi clorul, dar într'o măsură mai redusă. De exemplu, nu se combină cu hidrogenul decât la cald şi acidul bromhidric nu e aşa de stabil ca cel clorhidric. Combinaţiile bromului cu metalele se numesc bromuri.

Bromul este un element electronegativ şi un oxidant mai slab decât clorul, care-l înlocueşte uşor din combinaţiunile sale cu metalele.

Bromurile de sodiu şi de potasiu se întrebuinţează în medicină. Bromura de argint se întrebuinţează în fotografie.

c. In natură (în apa de mare) se găsesc bromuri de magneziu, de sodiu şi de potasiu. Aceste corpuri se găsesc şi în minele de sare dela Stassfurth. Din aceste combinaţii, bromul se pune în libertate fie cu ajutorul clorului, fie prin electroliză.

5. *a.* **Iodul** este un corp simplu, solid, cristalizat în lamele de coloare neagră-cenuşie. El emite vapori violeţi chiar la temperatura ordinară [1]). E puţin solubil în apă. Se disolvă în alcool (tinctură de iod), eter şi cloroform.

Experienţă. Intr'o eprubetă turnăm o soluţiune apoasă de iodură de potasiu, peste care turnăm puţină apă de clor. Se separă iod. Adăugând apoi cloroform sau eter, acestea se colorează în violet.

[1]) Vaporii de iod se solidifică direct. Se numeşte sublimare trecerea unui corp solid din stare solidă direct în stare gazoasă şi apoi în stare solidă, fără să se topească. Sublimarea se foloseşte uneori pentru a purifica unele corpuri şi a le separa din amestecuri.

Experiență. Turnăm câteva picături de tinctură de iod peste o soluție puțin diluată de amidon. Soluția se colorează în albastru. Prin încălzire, coloarea dispare. La rece, apare din nou. Este o reacțiune *caracteristică* și pentru iod, și pentru amidon.

b. **Iodul are aceleași însușiri chimice ca și clorul și bromul, dar într'o măsură mult mai redusă.** Combinațiile sale cu metalele se numesc ioduri.

Bromul, clorul și florul înlocuesc iodul din ioduri, căci iodul este un oxidant foarte slab.

Acidul iodhidric este și mai puțin stabil decât acizii bomhidric, clorhidric și florhidric.

c. Iodul se întrebuințează în medicină, mai ales sub formă de tinctură de iod. E un antispetic energic.

In natură se găsește, ca și bromul, sub formă de ioduri în apa de mare și în minele de sare dela Stassfurth. Se prepară la fel ca și bromul.

6. Familia halogenilor. Florul, clorul, bromul și iodul sunt patru elemente, ale căror însușiri chimice sunt foarte asemănătoare: toate sunt oxidante și electronegative. Tendința de a se combina cu metalele și cu hidrogenul descrește dela flor la iod. In aceeași măsură descrește și stabilitatea acizilor florhidric, clorhidric, bromhidric și iodhidric. Acidul florhidric nu poate fi oxidat spre a pune florul în libertate. Numai curentul electric separă florul de hidrogen din acest acid.

In toți acești acizi, hidrogenul se poate înlocui cu un metal spre a da săruri. De aci vine numirea de *halogeni,* adică producători de sare.

Combinațiile lor cu oxigenul sunt puțin stabile, se descompun ușor prin încălzire. Mai stabile sunt ale iodului, care e un oxidant slab.

§ 18. Sulful.

Starea naturală. *Sulful e un corp simplu,* ce se găsește în mare cantitate în natură, în stare liberă și de aceea a fost cunoscut încă din vechime. Se găsește mai ales în apropierea vulcanilor (în Sicilia de exemplu), fie curat, fie amestecat cu

materii pământoase. Uneori se găseşte în formă de cristali mari, galbeni ca mierea şi transparenţi.

2. Extracţia sulfului. Cele mai bogate zăcăminte de sulf se găsesc în Statele-Unite ale Americii. De aci se extrage aproape 90 la sută din sulful, ce se găseşte în comerţ.

Extragerea se face în felul următor. Se instalează sonde speciale până la zăcământul de sulf (vreo 150—200 de metri dela suprafaţa pământului). Prin aceste sonde se introduce sub presiune de şapte atmosfere vapori de apă, încălziţi la 170°. Sub

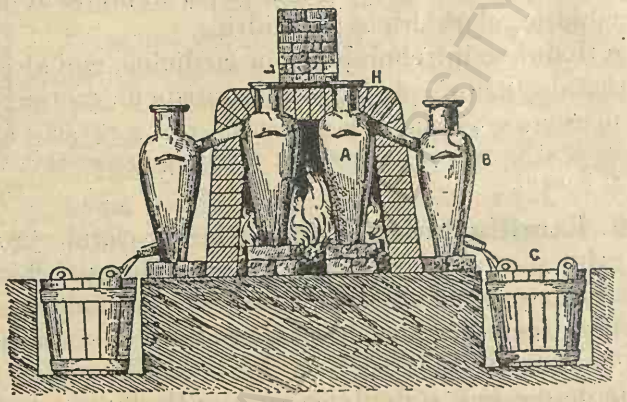


Fig. 63. Distilarea sulfului.

influenţa acestei temperaturi, sulful *se topeşte* şi separat astfel de materiile pământoase este extras la suprafaţă.

Sulful perfect pur se obţine *distilând* sulful extras prin topire (fig. 63).

3. Proprietăţi fizice. Sulful este un corp solid, galben, cu *luciu sticlos, sfărâmicios, rău conducător de căldură şi de electricitate.* Prin frecare se electrizează.

Aceste din urmă însuşiri fizice aşază sulful în o categorie de elemente deosebită de clasa metalelor[1]). Sulful este de vreo două ori mai greu decât apa. El poate fi topit şi volatilizat. Este insolubil în apă, foarte

[1]) Sulful, ca şi oxigenul şi halogenii, este un *metaloid.*

puțin solubil în alcool și eter; se disolvă ușor într'un lichid numit *sulfură de carbon.*

Experiență. Se disolvă sulf din comerț în sulfură de carbon; se filtrează soluția spre a îndepărta părțile nedisolvate de sulf amorf, insolubil, de coloare albicioasă, și se lasă câtva timp să se evaporeze cu încetul. Sulful se separă sub formă de cristali, cu înfățișarea de dublă piramidă rombică [1]) (octaedri ortorombici) (fig. 64).

Experiență. Intr'un creuzet de pământ sau de porțelan se topește sulf din comerț și apoi se lasă să se răcească cu încetul. Când s'a format o pojghiță, se sparge aceasta și se scurge lichidul. Pe pereții creuzetului, se găsesc cristali în formă de ace prismatice, aparținând sistemului prismei rombice *înclinate* [2]), (fig. 65).

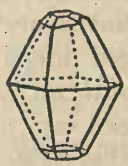


Fig. 64.Formă cristalină din sist. ortorombic.

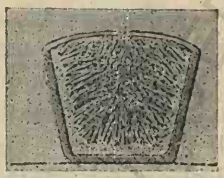


Fig. 65. Cristali de sulf obținuți prin topire.

Fi. 66. Creuzet cu capac.

Această formă de sulf, obținută la temperatură mai înaltă, este insolubilă în sulfură de carbon și cu timpul, lăsată la temperatura ordinară, se preface în sulf ortorombic.

Experiență. Intr'o eprubetă de sticlă încălzim sulf pulverizat. La început, sulful se topește numai în partea eprubetei, ce e în atingere cu flacăra. Cu încetul se topește tot sulful (pe la 115°) și se preface într'un lichid galben și mobil. Turnând puțin din acest lichid în apă rece căpătăm sulf solid, ordinar, solubil în sulfura de carbon.

Incălzind mai departe, lichidul se închide la coloare și devine vâscos. Continuând cu încălzirea, sulful se lichefiază din nou, dar e brun. Dacă turnăm în apă rece sulful acesta lichefiat a doua oară, se preface într'o materie galbenă, moale și elastică. E *sulful moale.* Acesta după vreo câteva zile se preface în sulf ordinar.

[1]) Sulful ortorombic se topește la 112°,8 și fierbe la 445°.

[2]) Sulful prismatic se topește la 119° și fierbe la 445°. Are proprietăți fizice diferite de ale sulfului ortorombic. Sulful ortorombic e stabil la temperaturi mai joase decât 97°; cel prismatic e stabil la temperaturi superioare.

Pe la 445°, sulful începe a fierbe, prefăcându-se în vapori bruni, cari dând de răceală se depun sub formă de pulbere pe pereţii eprubetei.

Pulberea aceasta se chiamă *floare de sulf* şi e alcătuită din cristali foarte mici de sulf.

Sulful solid se prezintă deci în mai multe *stări alotropice.* Mai importante sunt: *sulful cristalizat în octaedri,* aparţinând sistemului prismei rombice drepte (ortorombice), *sulful prismatic, sulful moale şi sulful amorf, ordinar.*

4. Proprietăţi chimice. *Combinarea sulfului cu alte elemente.*

a. Am văzut că, încălzit în aer, sulful arde cu o flacără albastră, combinându-se cu oxigenul şi prefăcându-se în bioxid de sulf, un gaz cu miros înţepător şi înnecăcios şi în foarte puţin trioxid de sulf, un corp solid. Afinitatea sulfului pentru oxigen este însă mai mică decât aceea a hidrogenului faţă de acest element, deoarece sulful nu descompune apa, dar *reduce* la cald unii oxidanţi, combinându-se cu oxigenul acestora. *Sulful este deci reductor mai slab decât hidrogenul.*

b. La cald, sulful se combină şi cu hidrogenul, cu care dă o combinaţiune corespunzătoare apei, ca compoziţie chimică.

c. Ca şi oxigenul, sulful se combină direct aproape cu toate elementele şi dă *sulfuri* [1]). **După oxigen, sulful este elementul care dă cele mai numeroase combinaţiuni cu metalele.** Multe din sulfuri se găsesc în natură, ca *minerale.* Mai toate sulfurile sunt insolubile în apă.

Unele sulfuri, cum e sulfura de mercur, când sunt încălzite se descompun în metal şi în sulf. Cele mai

[1]) Mai importante sunt sulfurile naturale de zinc, de cupru, de fier, de mercur, de plumb, de argint, de stibiu, de arsenic.

Sulfuri metalice se pot obţine în laborator *încălzind metalul corespunzător cu sulf.* Să se facă experienţe!

multe sulfuri, încălzite în aer, se oxidează în parte sau în întregime şi se prefac în bioxid de sulf şi oxid metalic.

Din aceste proprietăţi se vede că sulful, deşi are multă asemănare chimică cu oxigenul, este un element *combustibil* şi un *reducător slab*, de aceea sulfurile metalice se oxidează, când sunt încălzite în aer: se produce bioxid de sulf şi oxid metalic.

5. Întrebuinţări. Sulful se întrebuinţează foarte mult în industria chimică, cu deosebire la prepararea acidului sulfuric, a sulfurii de carbon, a pulberii de vânat, a chibriturilor şi în pirotehnie.

Cu sulf se pulverizează viţa de vie vătămată de o ciupercă, *oidium*, care îi prăpădeşte floarea. In sfârşit, sulful se întrebuinţează la vulcanizarea cauciucului, care prin această operaţiune îşi pierde însuşirea de a deveni cleios prin încălzire şi sfărâmicios la frig. Din cauciuc amestecat cu mult sulf se fabrică ebonitul.

6. Observare importantă. Sulful se prezintă din punct de vedere fizic în mai multe forme sau stări, ce au proprietăţi fizice *diferite*, dar care se pot transforma una în alta, *fără intervenţia unor corpuri străine, fără variaţie de greutate, şi dau naştere la aceleaşi combinaţiuni chimice.* Se zice despre sulf că are mai multe *stări alotropice.* Se admite că această *alotropie* depinde de aranjamentul particulelor celor mai mici din care e alcătuit un corp, aranjamentul atomilor.

Sulful ortorombic, sulful clinorombic, sulful moale şi sulful amorf insolubil sunt diverse stări alotropice ale aceluiaşi element, sulful. Toate aceste varietăţi de sulf combinându-se cu oxigenul, cu hidrogenul şi cu metalele dau naştere la *aceleaşi* corpuri compuse.

§ 19. Sistemul prismei rombice drepte

1. Cristalii de sulf în formă de dublă piramidă aparţin sistemului prismei drepte cu baza un romb (fig. 67). Forma primitivă a acestui sistem cristalin este prisma dreaptă, cu baza romb. Această formă are următoarele elemente:

2 fețe bazale, egale în formă de romb;
4 fețe laterale, egale, în formă de dreptunghiu;

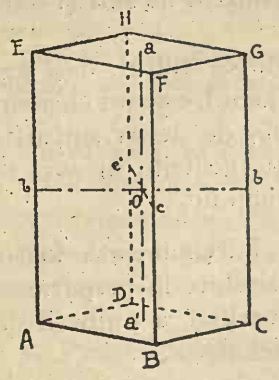


Fig. 67. Prisma dreaptă cu baza de romb; *aa'* e axa principală.

8 muchii bazale egale;
2 muchii laterale, egale, corespunzătoare la 2 unghiuri diedre obtuze;
2 muchii laterale egale, corespunzătoare la două unghiuri ascuțite;
4 unghiuri solide egale, corespunzătoare diedrelor obtuze (B, D, F, H);
4 unghiuri solide, corespunzătoare diedrelor ascuțite (A, C, G, E).

Elementele de simetrie ale acestei forme sunt:
O axă principală ce unește centrele bazelor;
Două axe neegale ce unesc mijloacele muchiilor laterale. Toate aceste trei axe neegale sunt perpendiculare două câte două și se întâlnesc în același punct, care e centrul de simetrie al sistemului.

2. Octaedrul ortorombic sau **dubla piramidă ortorombică** se obține din forma primitivă înlocuind muchiile bazale prin câte o față (fig. 68).

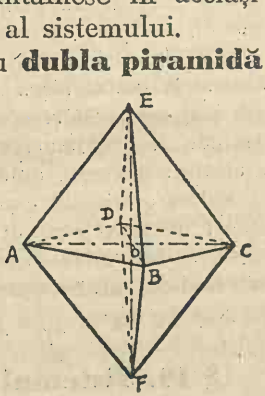


Fig. 68. Octaedrul ortorombic.

Această formă derivată are opt fețe triunghiuri isoscele, egale. Are 4 muchii bazale egale și 8 muchii laterale culminante; 2 unghiuri solide culminante și câte două unghiuri laterale egale (în total 4). Elementele de simetrie sunt aceleași ca și la forma primitivă: 3 axe neegale, perpendiculare două câte două, și un centru.

Modificând unghiurile solide sau muchiile laterale se obțin din aceeași formă primitivă și alte forme derivate.

§ 20. Hidrogenul sulfurat.

1. Experienţă. Punem într'o eprubetă puţină sulfură de fier (preparată în laborator prin combinarea fierului cu sulful) şi turnăm peste dânsa puţină soluţie diluată de acid clorhidric. Se degajă un gaz incolor, cu miros foarte neplăcut, de ouă stricate.

Dacă adăugăm acid clorhidric, până ce se disolvă toată sulfura de fier, apoi filtrăm şi evaporăm încetişor lichidul, obţinem nişte cristali verzi, în totul identici cu cei obţinuţi, când disolvăm fier în acid clorhidric diluat, pentru a prepara hidrogen; e clorura feroasă. — Clorul din acidul clorhidric s'a unit cu fierul din sulfura de fier [1]).

Ce s'a întâmplat însă cu sulful din sulfură şi cu hidrogenul din acid? Se găsesc aceste elemente în gazul rău mirositor, ce se degajă în reacţiunea descrisă aci?

Când am tratat clorura de sodiu cu acid sulfuric, am obţinut acid clorhidric şi sulfat de sodiu, adică am scos acidul clorhidric din sarea sa de sodiu. Dacă acidul clorhidric (sau cel sulfuric) reacţionează la fel asupra sulfurii de fier, urmează ca aceşti acizi să scoată din sulfura de fier un gaz *cu însuşiri acide*, alcătuit din sulf şi din hidrogen şi care s'ar putea numi *acid sulfhidric*. Fiindcă şi sulful, şi hidrogenul sunt reducători şi combustibili, urmează că şi gazul sulfhidric să fie combustibil.

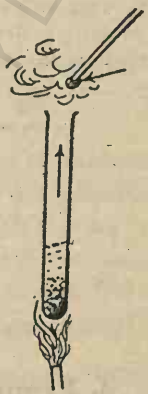


Fig. 69. Hidrogenul sulfurat aprins în contact cu un chibrit arde, dar chibritul se stinge.

Experienţa ne arată că, aprins în contact cu mult aer, gazul amintit arde cu o flacără albastră şi se preface în vapori de *apă* şi într'un gaz înnecăcios, identic cu cel ce se obţine, când se arde sulf [2]).

Gazul rău mirositor nu întreţine însă arderea şi înroşeşte puţin turnesolul violet sau albastru. (fig. 69).

Ipoteza noastră s'a adeverit. Acest corp se numeşte *acid sulfhidric* sau şi *hidrogen sulfurat*.

Observare. Dacă trecem un curent de hidrogen uscat peste sulf topit şi încălzit într'un aparat ca cel din figura alăturată

---

[1]) Dacă în loc de acid clorhidric am fi luat acid sulfuric diluat, am fi obţinut acelaşi gaz şi în soluţia din eprubetă s'ar fi format *sulfat de fier*, corp ce se obţine direct disolvând fierul în acidul sulfuric.

Folosind sulfură de zinc şi acid clorhidric sau sulfuric, obţinem acelaşi gaz şi sărurile respective de zinc: clorura şi sulfatul.

[2]) Să se facă experienţa!

(fig. 70), se constată că la capătul tubului se degajă puţin hidrogen sulfurat. Sinteza ne adevereşte deci încheierea la care ne-a dus analiza.

2. Starea naturală. Hidrogenul sulfurat se găseşte disolvat în unele ape minerale sulfuroase şi se produce în locurile unde putrezesc rămăşiţe de animale, în latrine, în canaluri.

3. Prepararea. Hidrogenul sulfurat nu se prepară în industrie. In laborator se prepară din sulfură de fier (artificială) şi din acid clorhidric diluat sau din acid sulfuric diluat. Operaţia se face într'un aparat Kipp, ce se aşază sub o nişă cu tragere puternică, deoarece gazul acesta nu numai că e foarte rău mirositor, dar e şi *foarte toxic*.

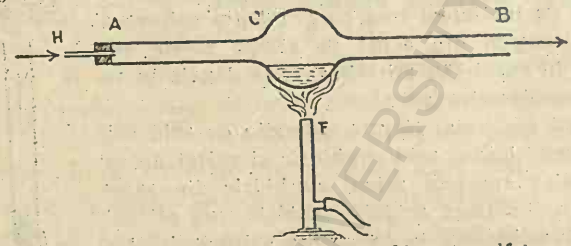


Fig. 70. La cald, hidrogenul se combină cu sulful şi dă hidrogen sulfurat.

4. Proprietăţi fizice. Hidrogenul sulfurat este un gaz cu miros de ouă stricate; e puţin mai greu decât aerul. Se lichefiază şi se solidifică prin răcire. Hidrogenul sulfurat este solubil în apă şi soluţia sa apoasă are slabe proprietăţi acide. Este un corp otrăvitor. Un animal ţinut în hidrogen sulfurat moare după foarte puţin timp.

5. Proprietăţi chimice. Hidrogenul sulfurat e un acid foarte slab, alcătuit din 2 părţi de hidrogen şi 32 părţi de sulf [2]).

Am văzut că sulful şi hidrogenul, elemente reducătoare, se combină anevoie unul cu altul şi numai la cald; prin analogie cu cele învăţate mai înainte bănuim că hidrogenul sulfurat nu este o combinaţie destul de stabilă. Să întrebăm experienţa.

[2]) Există o *persulfură* de hidrogen, analoagă *peroxidului* de hidrogen, ca compoziţie chimică. E un lichid gălbuiu.

Acţiunea căldurii. Incălzind hidrogen sulfurat gazos şi uscat cu staniu şi cu alte metale, gazul se descompune aşa, că se obţine sulfură de staniu şi hidrogen (un volum egal cu acela al hidrogenului sulfurat iniţial).

Fiind puţin stabil şi foarte reducător şi având şi proprietăţi acide, hidrogenul sulfurat reacţionează foarte uşor şi cu oxidanţii şi cu metalele, şi cu oxizii, şi cu hidroxizii bazici.

Acţiunea oxidanţilor. Aprins în aer, hidrogenul sulfurat arde şi dă apă şi bioxid de sulf sau, dacă nu este destul oxigen, apă şi sulf [1]).

In soluţia sa apoasă, hidrogenul sulfurat se oxidează cu încetul în contact cu oxigenul aerului din soluţie şi dă apă şi sulf amorf, ce se separă sub formă de pulbere albicioasă. Mai repede se produce această oxidare la lumină. E o dovadă că sulful are pentru hidrogen afinitate chimică mai mică decât oxigenul [2]).

Experienţă. In soluţia apoasă de hidrogen sulfurat turnăm apă de clor: se separă sulf foarte fin, albicios şi dispare mirosul urît al hidrogenului sulfurat.

Explicare. Clorul, având ca şi oxigenul mai mare afinitate chimică pentru hidrogen decât sulful, descompune hidrogenul sulfurat, se combină cu hidrogenul dând acid clorhidric, iar sulful e pus în libertate.

Pe această reacţie se bazează desinfectarea canalurilor cu clor.

La fel reacţionează bromul şi iodul.

Acţiunea metalelor. *Experienţă.* In soluţia apoasă de hidrogen sulfurat lăsăm câtva timp cuie de fier, o monetă de cupru, una de argint. Aceste corpuri se acoper cu o pătură neagră de sulfură. Metalul a înlocuit hidrogenul din acidul sulfhidric şi s'a unit cu sulful, formând o sulfură.

Experienţă. Dacă turnăm o soluţie apoasă de hidrogen sulfurat peste soluţii apoase de diverse săruri metalice (cloruri, sulfaţi), se obţin *precipitate*, divers colorate, după natura me-

[1]) Să se facă experienţa!

[2]) Ca să se conserve, soluţia apoasă de hidrogen sulfurat se face cu apă distilată, bine fiartă şi se păstrează în vase opace, pline, la întunerec.

talului corespunzător. Aceste precipitate sunt sulfuri şi mai toate sunt insolubile în apă şi multe chiar în acizii diluaţi.

6. Intrebuinţare. Precipitatele ce le dă hidrogenul sulfurat cu diversele săruri metalice servesc în analiza chimică spre a recunoaşte prezenţa metalelor respective. Importantă este sulfura neagră de plumb, ce o dă cu sărurile solubile de plumb (apa de plumb).

7. In rezumat, hidrogenul sulfurat este un acid slab, combustibil, foarte reducător, uşor descompus de oxidanţi (oxigen, clor) şi de metale.

Toate aceste însuşiri chimice sunt urmare a faptului că hidrogenul sulfurat este compus din hidrogen şi din sulf, corpuri ce au mai mare afinitate chimică faţă de elementele amintite decât între ele.

Acest fapt este general: **în proprietăţile chimice ale combinaţiunilor se oglindesc mai totdeauna proprietăţile elementelor componente ale acelor combinaţiuni.**

Observarea I. Hidrogenul sulfurat este otrăvitor; din această cauză în apa unor lacuri şi mări ce conţin în mare cantitate acest corp nu poate trăi nici un animal. Aşa e cazul apei *Mării Negre,* care începând dela o adâncime de vreo 200 de metri conţine aşa de mult hidrogen sulfurat în soluţie, că face cu neputinţă vieaţa.

Observarea II. Cu toată proprietatea sa otrăvitoare, hidrogenul sulfurat are şi acţiuni binefăcătoare în cazul unor boale de piele, de aceea se folosesc apele minerale sulfuroase ca băi.

Observarea III. Din experienţele de mai sus se vede că hidrogenul sulfurat, deşi este un acid slab, pune în libertate alţi acizi mai puternici, ca acidul clorhidric şi sulfuric, din clorurile şi sulfaţii metalici disolvaţi în apă, *fiindcă sulfurile metalelor respective sunt insolubile în acizi.*

Exerciţiu. *Explică de ce hidrogenul sulfurat arde în aer, dacă este aprins, pe când acidul clorhidric nu arde? Ce asemănări sunt între hidrogenul sulfurat şi acidul clorhidric? Intre sulf şi oxigen?*

§ 21. Bioxidul şi trioxidul de sulf.

1. *Experienţă.* Când ardem sulf în aer sau în oxigen, se produce un gaz incolor, cu miros înţepător şi înnecăcios, numit *bioxid de sulf*.

Acest corp se prepară în *foarte mari* cantităţi, în industrie, *prăjind* într'un curent puternic de aer, unele sulfuri metalice, cum sunt sulfura de fier sau cea de cupru. Fiindcă gazul acesta se lichefiază uşor prin răcire sau chiar numai prin apăsare, se

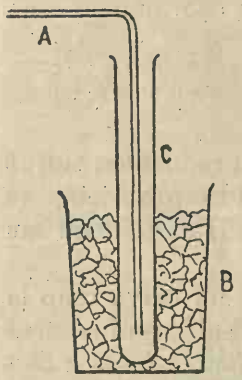


Fig. 71. Lichefierea bioxidului de sulf în laborator. În B este un amestec de sare şi de ghiaţă.

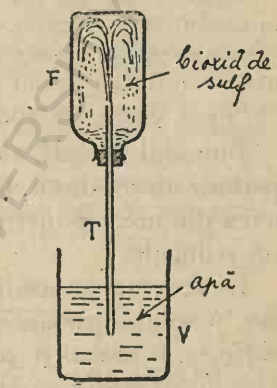


Fig. 72. Bioxidul de sulf e foarte solubil în apă.

dă în comerţ sub formă lichidă, în sticle de felul acelora în care se ţine apă gazoasă (sifon).

In laborator se poate prepara *reducând* prin încălzire *acidul sulfuric* concentrat, o combinaţie alcătuită din bioxid de sulf, din oxigen şi din apă.

2. Proprietăţi fizice. Bioxidul de sulf este un gaz incolor, cu miros pătrunzător şi otrăvitor. E de vreo două ori mai greu decât aerul şi e *foarte solubil în apă* (fig. 72). Prin răcire se lichefiază (fig. 71) şi se solidifică.

[1]) Folosind bioxidul de sulf gazos sau soluţia sa apoasă, obţinută cum se arată mai jos, se pot constata unele din proprietăţile chimice ale acestui corp. Se vor face experienţele indicate.

3. Proprietăţi chimice [1]). Bioxidul de sulf este compus din sulf şi din oxigen şi anume, din 32 părţi sulf şi 2×16 părţi oxigen. Bioxidul de sulf nu arde şi nici nu întreţine arderea şi nici viaţa; este toxic. Un chibrit aprins, introdus în bioxid de sulf gazos *se stinge*. Din această cauză, bioxidul de sulf lichid se întrebuinţează uneori la stingerea începuturilor de incendii ale coşurilor.

Acest corp este deci o *combinaţie stabilă la încălzire.*

Soluţia sa apoasă are caracter de acid slab; înroşeşte puţin turnesolul şi cu magneziul degajă hidrogen. Se admite că în această soluţie se găseşte un acid, numit *acid sulfuros*, o combinaţie a bioxidului de sulf cu apa. Sărurile acestui acid se numesc *sulfiţi*. Se cunosc numeroşi sulfiţi.

Bioxidul de sulf, alcătuit dintr'un reducător, sulful, şi dintr'un oxidant, oxigenul, ce fel de proprietăţi va avea din acest punct de vedere? Va fi un oxidant sau un reducător?

Experienţa ne arată că, după ce stă câtva timp la aer, o soluţie apoasă de bioxid de sulf, conţine acid sulfuric. Acest corp, provine din *oxidarea lentă* a bioxidului de sulf, de către oxigenul din aer. Mai repede este oxidat bioxidul de sulf de către oxigenul *în stare născândă*, pus în libertate de unii oxidanţi energici, cum este, de exemplu, clorul.

Dacă turnăm apă de clor într'o soluţie apoasă, proaspătă, de bioxid de sulf, se formează imediat în acea soluţie acid sulfuric [1]). Vedem deci că:

Bioxidul de sulf şi soluţia sa apoasă sunt reducătoare. Pe această proprietate se întemeiază numeroase reacţiuni şi întrebuinţări ale acestui corp.

Experienţă. Într'o soluţiune apoasă şi roşie de *fucsină* turnăm puţină soluţie de bioxid de sulf. Soluţiunea de fucsină *se decolorează*. Dacă adăugăm apoi puţin *acid azotic* concentrat (un oxidant energic), soluţia se colorează din nou în roşu.

[1]) Sulfitul de bariu este solubil în apă, pe când sulfatul de bariu este un corp alb, insolubil în apă şi în acizi. Acest corp insolubil serveşte pentru a recunoaşte prezenţa acidului sulfuric.

Explicare. Coloarea roşie (fucsina) a fost *redusă* de bioxidul de sulf şi s'a decolorat, *fără însă să fie total distrusă.* Adăugând un oxidant, coloarea s'a refăcut.

In mod analog se pot decolora cu bioxid de sulf flori naturale (violete, trandafiri, etc.), de asemenea mătase, lână, pene. Ţesăturile acestora sunt decolorate de bioxidul de sulf, dar nu sunt şi distruse în acelaşi timp, cum se întâmplă adesea, când sunt decolorate cu clor.

Experienţă. Intr'un vas cu apă introducem în acelaşi timp hidrogen sulfurat şi bioxid de sulf. Se separă în abundenţă sulf.

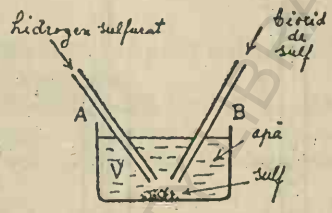


Fig. 73. Separarea sulfului din hidrogenul sulfurat şi bioxidul de sulf.

Hidrogenul din hidrogenul sulfurat s'a combinat cu oxigenul din bioxidul de sulf şi au dat apă, iar sulful a rămas liber. Vedem deci, că hidrogenul sulfurat este un *reducător* faţă de bioxidul de sulf, iar acesta este un *oxidant* faţă de hidrogenul

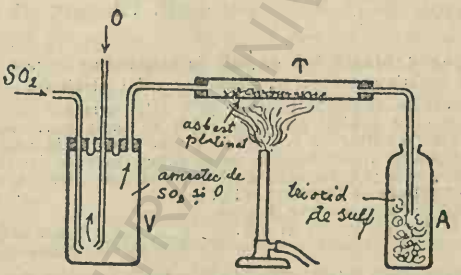


Fig. 74. Prepararea trioxidului de sulf prin oxidarea bioxidului de sulf în contact cu pulberea de platină.

sulfurat. Pe această reacţiune se întemeiază formarea sulfului din vecinătatea vulcanilor, din care se degajă şi hidrogen sulfurat, şi bioxidul de sulf (fig. 73).

Faţă de un *reducător mai energic,* bioxidul de sulf *este oxidant.*

4. Trioxidul de sulf. *Experienţă.* Trecem un amestec de bioxid de sulf şi de oxigen printr'un tub de sticlă, în care se găseşte asbest platinat [1]). Dacă încălzim uşor tubul (către 400°), bioxidul

[1]) *Asbestul* este un mineral cu structură fibroasă. Asbestul se îmbibă cu o soluţie apoasă de tetraclorură de platină şi se încălzeşte apoi la o temperatură mai înaltă. Tetraclorura se descompune în clor, care se degajă, şi în platină fin pulverizată, ce rămâne în porii asbestului. Această pulbere absoarbe şi condensează mari cantităţi de gaze şi ajută în felul acesta combinarea lor.

de sulf se combină cu oxigenul şi dă *trioxid de sulf*, care se depune sub formă de cristali lungi, cu aspect mătăsos, într'un vas în legătură cu tubul cu asbest (fig. 74).

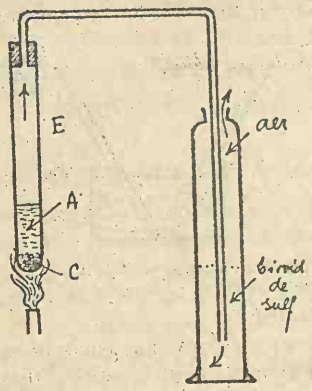


Fig. 75. Prepararea bioxidului de sulf în laborator prin reducerea acidului sulfuric concentrat şi cald de către cupru.

Trioxidul de sulf este alcătuit din 32 părţi de sulf şi 3 × 16 părţi de oxigen.

Trioxidul de sulf este foarte avid de apă, de aceea *fumează* în aerul umed. *Combinându-se cu apa, degajă foarte multă căldură şi se transformă în acid sulfuric.*

Încălzindu-l ceva mai tare, trioxidul de sulf se descompune în oxigen şi în bioxid de sulf. El este un *oxidant.*

5. Prepararea bioxidului de sulf în laborator se face *reducând* prin încălzire acidul sulfuric concentrat cu ajutorul cuprului (strujitură sau foiţă) [1]).

Fără să încălzim, îl putem prepara şi în felul următor. Într'un flacon cu două tuburi, se pune bisulfit sau chiar sulfit de sodiu pulverizat şi udat cu puţină apă. Printr'o pâlnie cu robinet se picură câte puţin acid sulfuric concentrat. Gazul produs intermitent se poate culege în vase de sticlă, prin înlocuirea aerului, căci este de vreo două ori mai greu decât acesta.

In această reacţiune se formează sulfat de sodiu şi acid sulfuros, care se descompune imediat în bioxid de sulf şi apă.

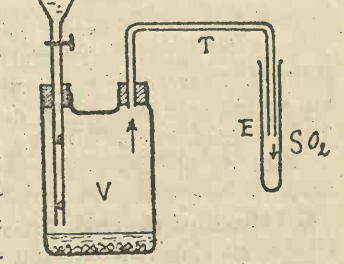


Fig. 76. Scoaterea bioxidului de sulf din sulfit de sodiu.

6. Întrebuinţări. Bioxidul de sulf se întrebuinţează la prepararea acidului sulfuric. Din cauza proprietăţilor sale reducătoare se întrebuinţează ca decolorant şi ca desinfectant. El distruge germenii boalelor şi mucegaiurile şi de aceea se între-

[1]) Cuprul se oxidează luând o parte din oxigenul acidului sulfuric, care se preface în bioxid de sulf şi apă. La fel se *reduc* acidul sulfuric, cărbunele şi sulful.

buinţează la desinfectatul camerelor, al vaselor în care se păstrează alimente, al butoaielor de vin şi de bere. El este foarte vătămător şi pentru animale, şi pentru plante.

REZUMAT. Bioxidul de sulf este un oxid acid, stabil la căldură, cu proprietăţi reducătoare.

Trioxidul de sulf e un oxid acid, puţin stabil la căldură şi cu proprietăţi oxidante. Principala întrebuinţare a acestor corpuri e că servesc la fabricarea acidului sulfuric.

8. Legea proporţiilor multiple. Experienţa ne arată că în apă *o parte* de hidrogen se combină cu *8 părţi* de oxigen; în apa oxigenată, *8 părţi* de oxigen se combină cu *2 părţi* de hidrogen. Deci, raportul cantităţilor de hidrogen care, respectiv, în apă şi în apă oxigenată se combină cu *aceeaşi* cantitate de oxigen este un raport de numere simple, adică mici şi întregi: ½

In bioxidul de sulf, 32 părţi de sulf se combină cu 2×16 părţi de oxigen; în trioxidul de sulf, tot 32 părţi de sulf se combină cu 3×16 părţi de oxigen. Şi în acest caz, raportul cantităţilor de oxigen ce, în două combinaţiuni diferite, se combină cu aceeaşi cantitate de sulf, este un raport de numere simple, adică mici şi întregi: $\frac{2}{3}$. Această lege e generală în cazul combinaţiunilor chimice ce le vom studia în anul acesta şi se enunţă aşa:

Când două corpuri simple A şi B formează împreună mai multe combinaţiuni diferite, cantităţile din A ce se unesc cu aceeaşi cantitate din B se au între dânsele în raport de numere simple.

§ 22. Explicarea legilor combinaţiilor chimice cu ajutorul teoriei atomice. Atomi şi molecule. Legea lui Avogadro.

Recapitulare. 1. Legea proporţiilor definite ne arată că între cantităţile de corpuri simple ce se combină pentru a da naştere la un anumit corp compus există o proporţie anumită, bine definită, există un raport constant.

2. Experienţa ne arată următoarele fapte:

In apă, 1 parte de hidrogen se combină cu 8 părţi de oxigen.

In apa oxigenată, 1 parte de hidrogen se combină cu 2×8 părți de oxigen.

In acidul florhidric, 1 parte de hidrogen se combină cu 19 părți de flor.

In acidul clorhidric, 1 parte de hidrogen se combină cu 35,5 părți de clor.

In acidul bromhidric, 1 parte de hidrogen se combină cu 80 părți de brom.

In acidul iodhidric, 1 parte de hidrogen se combină cu 127 părți de iod.

In toate experiențele de analiză chimică, cantitativă a diverselor corpuri compuse din două elemente se constată că hidrogenul se află în cantitate relativă (proporție) mai mică decât oricare alt element.

3. Experiența ne mai arată că, la aceeași temperatură și la aceeași presiune, un volum de hidrogen este mai ușor decât același volum de gaz din oricare din corpurile simple sau compuse, ce sunt gaze sau pot fi aduse în stare de gaz.

De exemplu, un volum de oxigen este de 16 ori mai greu decât un volum egal de hidrogen. Un volum de flor, de clor, de brom (gaz), de iod (gaz, vapori), de sulf (vapori, la temperaturi înalte) este respectiv de 19, de 35,5, de 80, de 127, de 32 ori mai greu decât un volum egal de hidrogen.

4. Din cauza acestor fapte experimentale, chimiștii în analizele lor *cantitative*, *ponderale* au căutat să raporteze cantitățile relative, în care se combină între ele diversele elemente, la cantitatea de hidrogen cu care aceste elemente se combină, luând-o ca unitate.

Fiindcă hidrogenul nu se combină decât cu puține elemente, pe când oxigenul se combină aproape cu toate elementele, dând unul sau chiar și mai mulți oxizi cu un același element, de aceea în practică, în analizele ponderale ale combinațiilor diverselor elemente, s'a căutat cantitatea din elementul respectiv, care se combină cu 16 părți de oxigen. Numărul 16 reprezintă foarte aproximativ greutatea relativă a unui volum de oxigen, față de greutatea unui volum egal de hidrogen.

Tot astfel s'a căutat, în cazul sulfurilor, al florurilor, al clorurilor, al bromurilor, al iodurilor cantitatea din elementul respectiv (de exemplu metal), care se combină cu 32 părți de sulf, cu 35,5 părți de clor, etc.

5. Conduse de aceste idei, analizele cantitative ne arată următoarele fapte:

In oxidul roş de mercur	16	p.	oxigen	se comb.	cu	200	p	mercur
„ „ „ zinc	16	„	„	„	„	65	„	zinc
„ „ „ cupru	16	„	„	„	„	64	„	cupru
„ „ „ plumb	16	„	„	„	„	207	„	plumb
„ sulfura de mercur	32	„	sulf	„	„	200	„	mercur
„ „ „ zinc	32	„	„	„	„	65	„	zinc
„ „ „ cupru	32	„	„	„	„	64	„	cupru
„ „ „ plumb	32	„	„	„	„	207	„	plumb
„ florura „ sodiu	23	„	sodiu	„	„	19	„	flor
„ clorura „ „	23	„	„	„	„	35,5	„	clor
„ bromura de „	23	„	„	„	„	80	„	brom
„ iodura de sodiu	23	„	„	„	„	127	„	iod

6. Din exemplele de mai sus se vede *o regularitate izbitoare: greutăţile elementelor* care se combină în oxizi cu 16 părţi de oxigen, sau în sulfuri, cu 32 părţi de sulf, *sunt exprimate prin aceleaşi numere:* 200 la mercur, 65 la zinc, 64 la cupru, 207 la plumb. De asemenea, cantităţile de halogen (flor, clor, brom, iod), ce se combină cu 1 parte de hidrogen, se combină şi cu 23 de părţi de sodiu şi experienţa ne arată că se combină şi cu 39 părţi de potasiu, cu 108 părţi de argint, etc.

Această concordanţă se repetă şi în celelalte combinaţiuni chimice. Vedem deci că:

Pentru fiecare element există un număr ce reprezintă greutatea relativă cu care elementul respectiv intră în combinaţiile chimice. Aceste numere se numesc greutăţi de combinare sau numere proporţionale şi sunt raportate la hidrogen, a cărui greutate de combinare se ia ca unitate.

7. Experienţa ne mai arată şi următoarele fapte:

In apă, 16 p. oxigen se combină cu 2 p. hidrogen:								
In apă oxigenată	2×16	p.	oxigen	se comb.	cu	2	p.	hidrogen
In bioxid de sulf	2×16	p.	„	„	„	32	„	sulf
In trioxid „ „	3×16	p.	„	„	„	32	„	„
In oxidul de cupru	16	p.	„	„	„	64	„	cupru
In suboxid de „	2×16	p.	„	„	„	64	„	„
In oxid de plumb	16	p.	„	„	„	207	„	plumb
In bioxid de „	2×16	p.	„	„	„	207	„	„
In sescvioxidul de plumb	3×16	p.	„	„		2×207	„	„
In oxidul salin „ „	4×16	„	„	„		3×207	„	„

Din aceste şi alte exemple asemănătoare, scoatem încheierea următoare: *greutăţile relative cu care intră în combinaţiune diversele elemente sunt proporţionale fie cu greutăţile de combinare, fie cu multiplii simpli şi întregi ale acestor greutăţi (numere proporţionale).*

8. Ipoteza atomică. *Legea conservării materiei, legea proporţiilor definite, legea numerelor proporţionale ne exprimă anumite regularităţi* ce le prezintă fenomenele chimice. Aceste legi sunt *fapte experimentale*, sunt fapte *sigure, sunt adevăruri.* Ele ne arată *cum* se petrec aceste fenomene. Cunoscând aceste legi, noi putem *să prevedem* mersul şi rezultatul fenomenelor chimice; de exemplu, ştim că din 100 grame de apă vom putea prin electroliză să scoatem 11,11 grame de hidrogen şi 88,89 gr. oxigen, etc.

Sufletul omenesc nu se mulţumeşte însă numai să ştie *cum* se petrec fenomenele, el doreşte să ştie sau cel puţin să-şi poată face o *idee* şi despre *cauza* acestor fenomene; *de ce* se petrec aşa şi nu altfel? De exemplu, de ce greutatea corpurilor ce intervin într'un fenomen chimic nu se schimbă? De ce există raporturi constante, anumite între greutăţile elementelor ce intră într'o combinaţiune chimică? De ce, dacă o aceeaşi cantitate dintr'un corp simplu (de exemplu 1 p. hidrogen, 32 părţi sulf) se combină cu cantităţi *diferite* din alt corp simplu (de exemplu, oxigen), pentru a da naştere la corpuri *diferite* (apă, apă oxigenată, bioxid şi trioxid de sulf), aceste cantităţi *diferite* sunt între ele ca numerele *întregi*, simple; 1, 2, 3, 4.

Aceste fapte sigure se explică uşor, dacă admitem că materia, deşi cu mintea s'ar putea diviza la nesfârşit, este alcătuită în realitate din părticele foarte mici, numite atomi, care în general nu se mai pot diviza prin mijloacele obişnuite, cunoscute de noi [1]). Atomii unui element sunt de acelaşi fel, au aceleaşi proprietăţi şi în special au aceeaşi mărime şi o greutate anumită. Această greutate se numeşte greutate atomică.

[1]) In timpul din urmă s'a dovedit experimental că atomii unor elemente (de corpuri radioactive) se pot sfărâma; că din ei se pot scoate părticele mai mici, electrizate negativ, numite *electroni* şi părticele mai mari, electrizate pozitiv. Aceste părţi de atom nu mai au însă proprietăţile materiei respective: clor, azot, oxigen, etc. Aşa că tot atomul este cea mai mică parte la care se poate ajunge prin diviziunea unui corp simplu, fără ca însuşirile acestuia să dispară. Experienţe mai noi au dovedit că la unele elemente atomii, deşi au aceleaşi proprietăţi chimice, au ponderi diferite, însă reprezentate numai prin numere întregi, puţin diferite. Aşa, atomii de clor au ca ponderi atomice 35 şi 37. Toţi atomii unui aceluiaşi element au *acelaşi sâmbure electric pozitiv.*

Se mai admite că combinaţiunile chimice se fac numai între atomi întregi şi o aceeaşi combinaţiune chimică se face numai între anumiţi atomi, în anumit număr.

Atracţiunea ce o exercită atomii unii asupra altora se numeşte **afinitate chimică.**

Cu ajutorul acestei închipuiri, *ipoteze*, ne explicăm uşor *de ce* fenomenele chimice prezintă regularitatea arătată în legile amintite.

Atomii fiind indivizibili (indistructibili) şi combinaţiile şi descompunerile chimice făcându-se numai între atomi anumiţi, este evident că aceste fenomene să se facă după legea conservării materiei, după aceea a proporţiilor definite şi a numerelor proporţionale.

De exemplu, dacă admitem că cea mai mică părticică de apă este compusă din doi atomi de hidrogen şi un atom de oxigen, trebue să admitem că un atom de oxigen este de 16 ori mai greu decât un atom de hidrogen, atunci este deci necesar, ca să găsim prin analiză rezultatele cunoscute.

De asemenea, dacă admitem că în cea mai mică părticică de apă oxigenată sunt doi atomi de hidrogen combinaţi cu doi atomi de oxigen, este necesar ca greutatea de oxigen ce se combină cu aceeaşi cantitate de hidrogen să fie în cazul apei oxigenate, de două ori mai mare decât în cazul apei obişnuite.

Din aceste şi alte exemple vedem că *greutăţile de combinare* găsite experimental se pot considera ca *greutăţile relative ale atomilor* elementelor raportate la greutatea atomului de hidrogen, luată ca unitate. Aceasta este *ipoteza atomică*.

9. Atomi şi molecule. Potrivit acestei ipoteze, cea mai mică părticică dintr'un corp compus, capabilă de existenţă independentă, este alcătuită din *cel puţin doi* (sau mai mulţi) *atomi diferiţi*, după natura compusului. Această particulă ultimă a unui corp compus se numeşte *moleculă*. De exemplu, molecula de acid clorhidric est alcătuită (cel puţin) dintr'un atom de clor şi un atom de hidrogen. Molecula de apă este alcătuită (cel puţin) din un atom de oxigen şi doi atomi de hidrogen; şi aşa cu toate celelalte corpuri compuse.

La un corp compus există deci deosebire între atom şi moleculă. Dar la un corp simplu? Cea mai mică părticică de hidrogen, capabilă de existenţă independentă, este ea alcătuită dintr'un singur atom, adică este identică molecula cu atomul, sau e alcătuită din mai mulţi atomi?

Ca să putem da un răspuns acceptabil, trebue să folosim încă unele fapte experimentale şi anume *unele regularităţi ce le prezintă gazele*.

10. Legea lui Avogadro. Experienţa ne arată că, dacă încălzim de acelaşi număr de grade, de exemplu 100°, un volum oarecare, de exemplu 1 dm.c., de un gaz oarecare, simplu sau compus (hidrogen, acid clorhidric, etc.) sub presiune constantă, gazul, *oricare ar fi*, îşi măreşte volumul *cu aceeaşi cantitate:* în exemplul nostru 0,367 dm.c.

De asemenea, dacă mărim presiunea gazului de *n* ori, păstrându-i temperatura neschimbată, volumul gazului se micşorează de *n ori.* (Legea Boyle-Mariotte).

Aceste fapte experimentale ne fac să *admitem* următoarea propoziţiune numită **legea lui Avogadro: în volume egale de gaze oricare, la aceeaşi temperatură şi presiune, există acelaşi număr de particule** (molecule). Variaţia volumului, fie prin încălzire, fie prin comprimare, admitem că se datoreşte variaţiunii distanţelor (spaţiilor) intermoleculare şi, cum *admitem* că în volume egale de gaze diferite există

Fig. 77. Explicarea formării acidului clorhidric.

acelaşi număr de molecule, este evident că sub acţiunea aceleiaşi variaţiuni de temperatură sau de presiune să avem aceeaşi variaţie a spaţiilor intermoleculare, deci aceeaşi variaţie a volumului.

Acum, tot experienţa ne arată că *un* volum de gaz hidrogen se combină cu *un* volum de gaz clor pentru a da *două* volume de gaz acid clorhidric.

De asemenea, *două* volume de hidrogen se combină cu *un* volum de oxigen pentru a da *două* volume de vapori de apă.

Dacă în volume egale de gaze, la aceeaşi temperatură şi sub aceeaşi presiune, se găseşte acelaşi număr de molecule, atunci, pentru a explica raporturile numerice dintre volumele elementelor gazoase şi volumul compusului gazos rezultant, trebue să admitem că moleculele hidrogenului, ale oxigenului şi ale clorului sunt alcătuite din câte *doi* atomi, nu din *unul.*

În adevăr, fiindcă am admis că în molecula de acid clorhidric există un atom de clor şi unul de hidrogen, în cele două volume de acid clorhidric trebue să fie de două ori mai multe molecule decât într'un volum egal de clor sau unul de hidrogen. Dacă molecula de clor şi cea de hidrogen ar fi alcătuite din câte un atom, atunci dintr'un volum de hidrogen (*n* molecule) şi unul

egal de clor (n molecule) n'ar putea rezulta decât un singur volum de acid clorhidric, căci fiecare atom-moleculă de clor, combinându-se cu câte un atom-moleculă de hidrogen, ar da naştere la *n* moleculele de acid clorhidric, care potrivit ipotezei de mai sus ocupă *un singur volum, nu două*, cum ne arată experienţa. Dacă însă admitem că molecula de hidrogen şi cea de clor sunt alcătuite din câte *doi* atomi, atunci cei *2n* atomi de clor, combinându-se cu cei *2 n* atomi de hidrogen, dau *2 n* molecule de acid clorhidric, ce ocupă *două* volume (fig. 77).

Tot asemenea în cazul combinării oxigenului cu hidrogenul, am obţine din *două* volume de hidrogen şi *unul* de oxigen, numai *un* volum de vapori de apă, nu *două* volume, după cum ne arată experienţa.

Experienţe ca cele de mai sus şi altele asemănătoare sau diferite duc la ipoteza că molecula oxigenului, a florului, a hidrogenului, a azotului şi altor elemente gazoase sau susceptibile de a fi vaporizate, sunt alcătuite din *doi atomi*. Cele mai multe însă dintre moleculele elementelor, când acestea sunt în stare gazoasă, sunt alcătuite numai dintr'un singur atom [1]). Câteva sunt alcătuite din mai mulţi atomi.

11. In rezumat, atât corpurile simple cât şi cele compuse sunt alcătuite din molecule. Acestea sunt cele mai mici părticele de materie la care se poate ajunge prin mijloace mecanice: disolvare, evaporare, etc. Moleculele sunt cele mai mici părticele ale unui corp, capabile de existenţă independentă şi în care se oglindesc proprietăţile corpului.

Moleculele sunt alcătuite din atomi: la aceştia se poate ajunge mai uşor prin mijloace chimice. Atomul este cea mai mică părticică a unui corp simplu cu care acesta poate intra într'o combinaţiune chimică. Atomii şi moleculele conţin sarcini electrice şi forţele ce se exercită între aceste sarcini sunt cauza forţei numită coeziune care ţine la un loc moleculele unui corp, în deosebi ale corpurilor solide. Tot de natură electrică e probabil şi afinitatea chimică.

---

[1]) Aşa e cazul multor metale şi al gazelor nobile.

Experienţa ne arată că hidrogenul, oxigenul, clorul şi alte elemente a căror moleculă e alcătuită din *doi* atomi, când se pun în libertate dintr'o combinaţiune (în stare născândă) reacţionează mai energic. Această accentuare a activităţii chimice se explică, în asemenea cazuri, admiţând că acele elemente în momentul eliberării lor din combinaţii, se găsesc în stare de atomi necombinaţi încă în molecule.

§ 23. Simboluri, formule şi ecvaţii chimice.

(Aplicaţie la fenomenele învăţate până aci).

1. Simboluri chimice. Pentru a putea uşura studiul chimiei, se reprezintă fiecare element chimic printr'o literă sau două luate din numele elementului. Aceste litere se numesc *simboluri chimice.*

Iată simbolurile chimice ale elementelor amintite până aci şi greutăţile de combinare (sau greutăţile atomice) respective.

Hidrogenul	H	= 1	Sodiul	Na	= 23
Oxigenul	O	= 16	Potasiul	K	= 39
Florul	F	= 19	Magneziul	Mg	= 24
Clorul	Cl	= 35,5	Mercurul	Hg	= 200
Bromul	Br	= 80	Cuprul	Cu	= 64
Iodul	I	= 127	Zincul	Zn	= 65
Sulful	S	= 32	Fierul	Fe	= 56
Fosforul	Ph	= 31	Manganul	Mn	= 55
Carbonul	C	= 12	Calciul	Ca	= 40

Simbolul chimic reprezintă trei lucruri: 1) elementul respectiv; 2) un atom din acel element şi prin urmare, 3) o cantitate din element egală cu greutatea sa atomică sau de combinare, raportată la o unitate arbitrară [1]), dar *aceeaşi* pentru elementele considerate într'un fenomen.

2. Formule chimice. Molecula corpurilor compuse se reprezintă scriind simbolurile chimice ale elementelor componente şi însoţindu-le de un exponent, care arată numărul atomilor ce intră în moleculă. Acidul clorhidric se înseamnă **HCl**; apa, $\mathbf{H_2O}$.

[1]) Adesecori se consideră în chimia cantitativă ca unitate de greutate *o moleculă-gram.*

O moleculă-gram dintr'un corp (simplu sau compus) este o cantitate din acel corp egală cu greutatea sa moleculară exprimată în grame. O moleculă-gram de apă e 18 grame de apă. Un atom-gram de oxigen este 16 grame de oxigen. O moleculă-gram de gaz simplu sau compus *oricare* ocupă **22,4** litri

Aceasta se tălmăceşte astfel: în molecula acidului clorhidric sunt 1 atom de hidrogen şi 1 atom de clor, sau o parte hidrogen şi 35,5 părţi de clor sau încă, fiindcă elementele sunt gaze, un volum de hidrogen şi unul de clor. În molecula de apă sunt 1 atom de oxigen şi 2 atomi de hidrogen, sau 16 părţi oxigen şi 2 părţi hidrogen, sau 1 volum de oxigen şi 2 volume de hidrogen.

Hidrogenul sulfurat se notează H_2S, adică are o *formulă chimică* asemănătoare cu a apei.

Moleculele de oxigen, de hidrogen, de clor, alcătuite din câte doi atomi fiecare, se înseamnă H_2, O_2, Cl_2; ozonul are formula O_3. Molecula hidroxidului de sodiu se reprezintă **NaOH**. În general, în molecula oricărei baze se găseşte grupul **OH** (oxidril), după cum în molecula oricărui acid se găseşte hidrogen, **H**.

Iată încă o serie de formule chimice ale oxizilor de zinc, magneziu, plumb, mercur, cupru: **ZnO, MgO, PbO, HgO, CuO.**

Iată formulele bioxizilor de carbon, de sulf, de magneziu, de plumb, peroxidului de bariu: CO_2, SO_2, MnO_2, PbO_2, BaO_2. Sesc vioxizii de fier şi de plumb, Fe_2O_3, Pb_2O_3. Trioxizii de fosfor şi de sulf: P_2O_3 şi SO_3. Pentoxidul de fosfor: P_2O_5. Sulfuri: **FeS, CuS, MnS**. Cloruri: **NaCl, KCl**, $MnCl_2$. Bromuri: **NaBr, KBr**, $MgBr_2$. Acidul sulfuric: SO_4H_2. Florura de calciu: CaF_2.

3. Simbolurile şi formulele chimice ne permit să reprezintăm orice fenomen chimic printr'o egalitate chimică. De ex.: combinarea hidrogenului cu oxigenul, cu clorul se reprezintă:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$
$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Figurăm molecule de hidrogen, de clor, de oxigen, căci la gazele acestea atomii nu există liberi şi independenţi, ci numai uniţi câte doi într'o moleculă.

În realitate, când se produce un fenomen chimic, luăm un număr foarte mare de molecule din fiecare corp simplu sau compus, care participă la acel fenomen.

Egalităţile chimice nu numai reprezintă fenomenele chimice respective, ci şi exprimă în acelaşi timp legile fundamentale ale chimiei şi anume: legea conservării materiei, legea proporţiilor definite şi aceea a numerelor proporţionale [1]). In adevăr, vedem, de exemplu, că acelaşi număr, de aceeaşi atomi se află în ambii membri şi egalităţii chimice.

4. Iată egalităţile chimice relative la principalele fenomene chimice învăţate până aci:

1. Descompunerea apei prin curent electric:

$$2H_2O = 2H_2 + O_2$$

2. Descompunerea cloratului de potasiu prin încălzire, în contact cu piroluzită sau cu nisip [2]):

$$2ClO_3K = 2KCl + 3O_2$$

3. Producerea oxigenului prin *reacţiunea* apei asupra oxilitului, Na_2O_2:

$$2Na_2O_2 + 2H_2O = 4NaOH + O_2$$

4. Prepararea hidrogenului prin acţiunea metalelor (zinc, fier, magneziu) asupra acizilor (sulfuric, clorhidric, etc.). Aci avem un fenomen de *substituţie*.

$$Zn + SO_4H_2 = SO_4Zn + H_2$$
$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$$

5. Acţiunea sodiului şi altor metale asupra apei:

$$2H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2$$

6. Reducerea oxizilor de către hidrogen (tot o substituţie):

$$CuO + H_2 = H_2O + Cu$$
$$Fe_2O_3 + 3H_2 = 2Fe + 3H_2O$$

7. Prepararea apei oxigenate prin reacţiunea acidului sulfuric asupra peroxidului de bariu:

---

[1]) Observăm că simbolurile, formulele şi egalităţile chimice se pot folosi şi *independent de ipoteza atomică*.

[2]) Piroluzita nu încearcă nicio schimbare, nu ia parte la fenomen. Prezenţa acestui corp, în acest caz, nu face decât să uşureze descompunerea cloratului de potasiu. Un astfel de corp se zice că este un *catalizor* al fenomenului chimic respectiv. Indeplineşte un rol analog cu rolul ce-l îndeplineşte unsoarea dintre osia şi roata unei căruţe. Platina fin pulverizată îndeplineşte de asemenea rolul de catalizor, în fenomenul oxidării bioxidului de sulf.

$$BaO_2 + SO_4H_2 = SO_4Ba + H_2O_2$$
(sulfat de bariu)

8. Prepararea acidului clorhidric:
$$2\ NaCl + SO_4H_2 = SO_4Na_2 + 2HCl$$
9. Prepararea clorului:
$$4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$
10. Neutralizarea acidului clorhidric cu hidroxid de sodiu:
$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$
11. Prepararea acidului florhidric:
$$CaF_2 + SO_4H_2 = SO_4Ca + 2HF$$
12. Prepararea hidrogenului sulfurat:
$$FeS + 2HCl = H_2S + FeCl_2$$
13. Arderea hidrogenului sulfurat:
$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$
$$2H_2S + O_2 = S_2 + 2H_2O$$
14. Prepararea bioxidului de sulf [1]):
$$Cu + SO_4H_2 = SO_4Cu + H_2$$
$$H_2 + SO_4H_2 = SO_2 + 2H_2O$$
$$SO_3Na_2 + 2HCl = SO_2 + 2NaCl + H_2O$$
15. Acțiunea bioxidului de sulf asupra hidrogenului sulfurat:
$$2SO_2 + 4H_2S = 3S_2 + 4H_2O$$

După cum vedem, o egalitate chimică exprimă pe scurt, dar clar și exact, diferitele descompuneri, substituiri și combinări ce se produc într'un fenomen chimic.

§ 24. Valență

1. Exemple. 1. Experiența ne arată că *un* atom de hidrogen se combină cu *un* atom de flor, cu *unul* de clor, de brom sau iod și se obțin acizii florhidric, clohidric, bromhidric, iodhidric: HF, HCl, HBr, HI. Zicem că florul, clorul, bromul, iodul sunt elemente *monovalente*.

2. Un atom de oxigen, unul de sulf se combină cu doi atomi de hidrogen pentru a da apă, H_2O, sau hidrogenul sulfurat, H_2S. Zicem că oxigenul și sulful sunt *bivalente*.

3. Vom vedea că un atom de azot, elementul gazos

[1]) Vezi la acidul sulfuric o altă reprezentare a fenomenelor.

ce se găseşte în aer, se combină cu *trei* atomi de hidrogen pentru a da amoniacul: AzH_3. De asemenea fosforul şi arsenicul (As) se combină cu câte trei atomi de hidrogen pentru a da hidrogenul fosforat gazos, PH_3, şi hidrogenul arseniat, AsH_3. Zicem că azotul, fosforul, arsenicul sunt elemente *trivalente*.

4. Un atom de carbon (C) se combină cu patru atomi de hidrogen şi dă metan, CH_4. De asemenea siliciul (Si) dă hidrogenul silicit, SiH_4. Zicem că siliciul şi carbonul sunt *tetravalente*.

Metalele nu se combină în general cu hidrogenul, dar se combină foarte uşor cu florul, cu clorul, cu bromul sau cu iodul, elemente monovalente.

De exemplu, un atom de sodiu (Na) sau de potasiu (K) se combină cu un atom de clor şi dau clorura de sodiu, NaCl, sau clorura de potasiu, KCl. Zicem că sodiul şi potasiul sunt elemente monovalente.

Un atom de zinc, de magneziu, de calciu, de plumb se combină cu câte doi atomi de clor pentru a da clorurile respective: $ZnCl_2$, $MgCl_2$, $CaCl_2$, $PbCl_2$. Zicem că aceste elemente sunt bivalente.

Despre aluminiu (Al) zicem că este trivalent, căci clorura sa are formula: $AlCl_3$.

De asemenea despre platină, Pt, zicem că este tetravalentă, căci ne dă clorura de platină, $PtCl_4$.

2. Definiţie. Numim valenţă a unui element capacitatea sa de saturaţie faţă de hidrogen sau de un alt element monovalent.

Cunoaşterea valenţei elementelor ne ajută adeseori să stabilim mai repede formula chimică a unui corp compus, ai cărui componenţi ne sunt cunoscuţi.

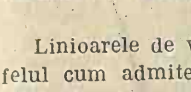
Experienţa ne arată că fosforul dă două cloruri: PCl_3 (triclorura) şi PCl_5 (pentaclorura). De asemenea, fierul dă $FeCl_2$ (clorură feroasă) şi $FeCl_3$ (clorura ferică). Asemenea sulful ne dă SH_2, SO_2, SO_3.

Vedem că valența elementelor nu are întotdeauna o valoare fixă, ci poate varia la unele elemente. De exemplu, sulful în H_2S este bivalent, în SO_2 este tetravalent și în SO_3 este hexavalent.

Îngrămădirea atomilor de oxigen ridică valența sulfului. Acest fapt se constată și în alte cazuri: supraoxidarea unui element este întovărășită adeseaori de o creștere a valenței sale.

Valența unui element se arată adesea în mod convențional printr'o linioară trasă lângă simbolul elementului. De exemplu O =, Fl —.

Linioarele de valență se folosesc pentru a reprezenta intuitiv felul cum admitem că sunt legați între dânșii atomii dintr'o moleculă. De exemplu: H—O—H; H—S—H; H—Cl; H—O—O—H;



§ 25. Acidul sulfuric. Săruri acide și săruri neutre.

1. Vitriolul sau acidul sulfuric concentrat este un lichid uleios, incolor, inodor și de vreo două ori mai greu decât apa; un litru de vitriol cântărește **1,84** kgr.

Răcind un asemenea lichid se separă din el cristali ce se topesc ușor[1]) și lichidul format fierbe către 290° degajând puțini vapori de trioxid de sulf, SO_3. Cristalii obținuți sunt acid sulfuric chimic pur, a cărui formulă este: $\mathbf{SO_4H_2}$.

Acidul sulfuric concentrat din comerț conține pe lângă SO_4H_2 și mici cantități de apă (cam 1,5%) și fierbe la 338°.

Tot în comerț se găsesc sub numele de *oleum* diverse amestecuri de acid sulfuric și de trioxid de sulf, SO_3. Aceste corpuri fumează în contact cu aerul.

[1]) Pe la 10°.

fiindcă vaporii de trioxid de sulf ce-i degajă se combină cu vaporii de apă din atmosferă.

Acidul sulfuric este *foarte solubil în apă.*

2. Prepararea. *Acidul sulfuric se prepară în foarte mare cantitate în industrie prin combinarea trioxidului de sulf, SO_3, cu apa.*

$$SO_3 + H_2O = SO_4H_2$$

Trioxidul de sulf se prepară oxidând bioxidul de sulf, SO_2, cu oxigenul aerului, fie în contact cu pulberea foarte fină de platină din asbestul platinat[1]), fie cu ajutorul oxizilor de azot; AzO și AzO_2. Ambele procedee se folosesc și în Țară, la noi (fig. 78 și 79).

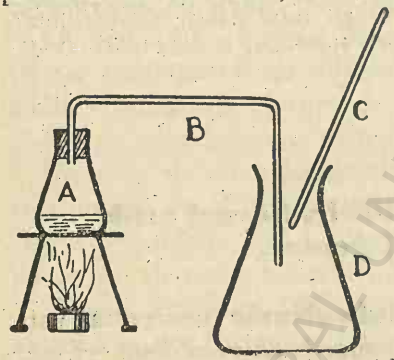


Fig. 78. Prepararea acidului sulfuric în laborator prin oxidarea bioxidului de sulf, desvoltat în A, cu ajutorul unei picături de acid azotic dela capătul baghetei de sticlă C.

Oxidul de azot, AzO, în contact cu oxigenul aerului se oxidează și dă peroxid, AzO_2. Acesta în contact cu bioxidul de sulf, SO_2, îl oxidează și dă SO_3 și AzO. Oxidul de azot, AzO, refăcut reîncepe seria transformărilor.

Operația aceasta se face în o serie de 3—4 camere mari, căptușite cu plăci de plumb și care comunică între ele. Din această cauză, procedeul se numește *procedeul camerelor de plumb.*

In aceste camere intră un amestec de bioxid de sulf și de aer și acolo dă peste *vapori nitroși și vapori de apă* (fig. 79).

Vaporii nitroși sunt diverși oxizi de ai azotului, în deosebi AzO și AzO_2.

Experiență. Introducem bioxid de sulf (preparat cum s'a arătat mai înainte) într'un vas (fig. 78) în fundul căruia am pus puțin acid azotic concentrat, un oxidant energic. Se desvoltă vapori *roșietici* (vapori nitroși), între aceștia se găsește și corpul

[1]) Platina fin pulverizată îndeplinește rol de *catalizator.* Bioxidul de sulf și așa se combină cu oxigenul aerului pentru a da trioxid, dar reacțiunea se produce foarte lent.

AzO_2, care oxidând bioxidul de sulf dă SO_3. Diluând cu apă recunoaştem în soluţie prezenţa acidului sulfuric [1]).

3. Proprietăţi chimice. 1. Acidul sulfuric este foarte avid de apă, de aceea o absoarbe nu numai din aer, ci şi din corpurile compuse, ce conţin apă sau chiar numai elementele apei, oxigenul şi hidrogenul. Combinarea acidului sulfuric cu apa desvoltă

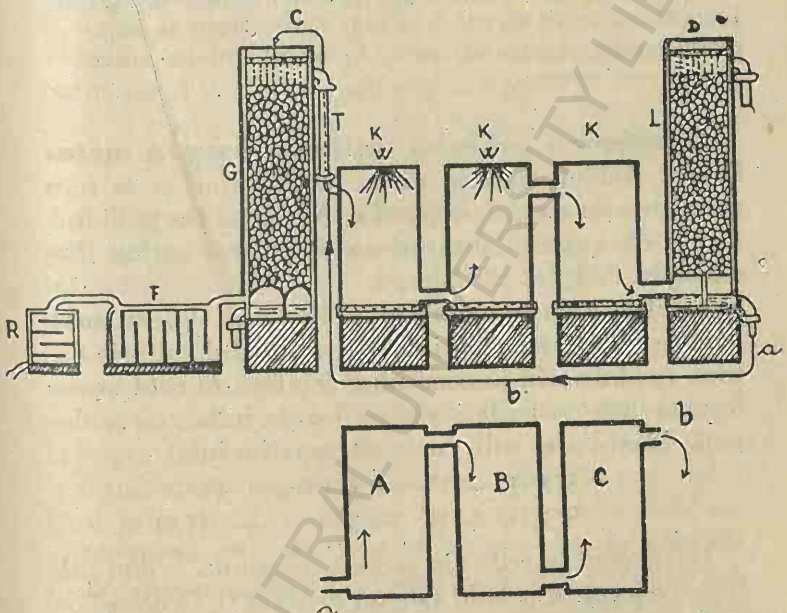


Fig. 79. Schiţa fabricării acidului sulfuric prin procedeul camerelor de plumb. În R se produce SO_2, care împreună cu aerul cald trece prin F în turnul lui *Glover* G plin cu cărămizi silicioase. Aci, curentul de gaze fierbinţi întâlneşte în drum acidul sulfuric încărcat cu vapori nitroşi adus din camerele K, K, K, şi din turnul lui Gay-Lussac prin a, b, c; vaporii nitroşi cu ceva vapori de apă sunt mânaţi de gazele fierbinţi şi tot amestecul trece în camerele K, K, K, în care pătrunde pe la partea superioară vaporii de apă. Aci au loc reacţiunile de oxidare amintite. La partea superioară a turnului lui Glover, se introduce din când în când acid azotic. La partea superioară a turnului lui Gay-Lussac se introduce o parte din acidul sulfuric concentrat, cules din turnul lui Glover.

multă căldură şi este însoţită de o *micşorare* de volum. Din cauza marei sale aviditâţi faţă de apă, acidul sulfuric se întrebuinţează la uscarea gazelor.

[1]) Cu soluţie apoasă de clorură de bariu, $BaCl_2$, se formează un precipitat alb, fin şi *insolubil* de SO_4Ba. E unul din cele mai insolubile corpuri.

Numeroase experienţe [1]) ne dovedesc aviditatea acidului sulfuric faţă de apă.

Un vas larg, în care se găseşte acid sulfuric concentrat, lăsat liber în aer îşi măreşte cu timpul foarte mult greutatea.

Dacă turnăm acid sulfuric concentrat peste lemn, peste hârtie, peste zahăr, aceste corpuri se înnegresc, *se carbonizează*, din cauză că, fiind compuse din carbon, hidrogen şi oxigen, aceste din urmă elemente sunt absorbite de acidul sulfuric sub formă de apă, iar cărbunele este pus în libertate. Din această cauză trebue să ne ferim, ca să cadă acid sulfuric pe haine, pe corpul nostru, pe obiectele de lemn; acidul sulfuric concentrat este un corp *corosiv*.

4. Acţiunea acidului sulfuric asupra metalelor. Acidul sulfuric diluat atacă uşor şi la rece metalele *uşor oxidabile* (Zn, Fe, Al, Mg), degajă hidrogen şi dă naştere la săruri ce se numesc *sulfaţi*. De exemplu, SO_4Zn, SO_4Mg.

Metalele greu oxidabile (Cu, Pb, Ag, Hg) nu sunt atacate nici la rece, nici la cald de acidul sulfuric diluat. Acidul sulfuric concentrat le atacă *la cald* transformându-le în sulfaţi, dar în loc de hidrogen se degajă bioxid de sulf, potrivit reacţiunii:

$$SO_4H_2 + Cu = SO_4Cu + H_2$$
$$SO_4H_2 + H_2 = SO_2 + 2H_2O$$

După cum se vede din această reacţiune, *acidul sulfuric concentrat şi cald este un oxidant* [2]). O dovadă a acestei însuşiri o avem şi în faptul următor: încălzind sulf sau cărbune cu acid sulfuric concentrat se produce bioxid de sulf sau şi bioxid de carbon şi apă [3]).

$$2SO_4H_2 + S = 3SO_2 + 2H_2O$$

Aceasta e încă o cauză pentru care acidul sulfuric

[1]) Să se facă în eprubetă unele din experienţele arătate aci!

[2]) Adeseaori acidul sulfuric concentrat din comerţ este colorat în brun, din cauza cărbunelui pus în libertate din materiile organice, ce întâmplător au căzut în acid.

[3]) Probabil că prin încălzire o parte din acidul sulfuric concentrat se descompune în trioxid de sulf şi apă.

Trioxidul oxidează corpul, dând CuO şi SO_2. Oxidul de cupru este apoi prefăcut în sulfat.

concentrat distruge materiile organice (ce conţin carbon), adică este corosiv, căci le *oxidează şi le deshidratează.*

Incălzit la o temperatură mai înaltă, acidul sulfuric se descompune în SO_2, O şi H_2O.

Aceste proprietăţi de oxidant şi deshidrant le posedă într'un grad mai mare diversele *oleumuri.*

Aurul şi platina nu sunt atacate de acidul sulfuric.

Acidul sulfuric disolvă oxizii şi hidroxizii metalici bazici dând naştere la sulfat şi la apă.

$$SO_4H_2 + ZnO = SO_4Zn + H_2O;$$
$$SO_4H_2 + 2NaOH = SO_4Na_2 + H_2O.$$

5. Săruri acide şi săruri neutre. In molecula acidului sulfuric sunt doi atomi de hidrogen ce pot fi înlocuiţi prin metale; din această cauză acidul sulfuric dă naştere la *două* feluri de săruri.

Când numai un atom de hidrogen este înlocuit prin metal, se obţine SO_4NaH, sulfat acid de sodiu [1]), o *sare acidă, un sulfat acid.* Acest corp are încă un atom de hidrogen înlocuibil prin metale, este încă acid.

Când ambii atomi de hidrogen din acid sunt înlocuiţi prin metal, se obţine o *sare neutră* SO_4Na_2, *sulfat neutru de sodiu. Acidul sulfuric este un* **biacid.**

In general, sulfaţii sunt solubili în apă. Excepţie fac sulfatul de bariu, care practic este insolubil, şi sulfaţii de plumb şi de calciu, greu solubili.

Sulfaţii de sodiu, de potasiu, de calciu, de bariu şi alţii sunt stabili chiar la temperaturi înalte. Ceilalţi sulfaţi se descompun prin încălzire la temperaturi mai înalte, în SO_2,O şi oxid metalic sau chiar metal.

$$SO_4Pb = SO_2 + O + PbO.$$

Foarte mulţi sulfaţi cristalizează împreună cu un număr de molecule de apă, de ex. $SO_4Cu + 5H_2O$ [2]).

[1]) Sau mai bine sulfat monosodic, spre deosebire de sulfatul disodic.

[2]) Sulfatul de cupru hidratat, sau *hidrat* de sulfat de cupru. Corpul SO_4Cu este sulfat anhidru.

6. Anhidride acide. Încălzind acidul sulfuric chimic pur până aproape de punctul său de fierbere se degajă din el un fum alb, care e trioxidul de sulf, SO_3. Acidul s'a descompus în SO_3 şi H_2O.

Asemenea oxizi acizi care se obţin din acizi prin eliminare de apă se numesc *anhidride acide.*

Bioxidul de sulf, SO_2, se consideră că este *anhidrida sulfuroasă* a acidului sulfuros (SO_3H_2), care admitem că există în soluţia apoasă a bioxidului de sulf, dar nu s'a putut încă separa liber. Există însă săruri de ale acidului sulfuros: sulfiţii acizi şi neutri (SO_3HNa, SO_3Na_2).

7. In rezumat, acidul sulfuric SO_4H_2 este un acid oxigenat puternic, destul de stabil şi greu volatil. In molecula sa are doi atomi de hidrogen înlocuibili prin metale şi dă naştere la două feluri de săruri: acide şi neutre.— Sulfaţii sunt în genere mai puţin stabili şi mai puţin volatili la încălzire decât clorurile.

Acidul sulfuric concentrat este un deshidratant energic şi, mai ales când este cald, oxidant.

8. Intrebuinţările acidului sulfuric se întemeiază pe însuşirile sale caracteristice: *acid, oxidant* şi *deshidratant.* Fiindcă este *foarte ieftin,* are numeroase întrebuinţări în industria chimică. Treptat vom avea prilej să-i cunoaştem o parte din principalele sale întrebuinţări (la fabricarea materiilor explosibile, a celor colorătoare, a unor îngrăşăminte chimice, etc.).

Aci amintim că, fiind greu volatil şi foarte ieftin, se întrebuinţează la prepararea multor acizi, cari fiind mai volatili sunt uşor scoşi din sărurile lor. Exemple: HCl, HFl, H_2S, SO_2, etc.

Observare. Ca să arătăm cum sunt uniţi atomii în molecula acidului sulfuric, scriem *formula raţională* a acestuia în felul următor:

Sulful este aci hexavalent. Cele şase linioare reprezintă valenţele sulfului satisfăcute de valenţele oxigenului şi ale hidrogenului.

§ 26. Revenire asupra oxizilor, acizilor şi bazelor. Neutralizarea acizilor prin baze. Săruri. Metaloide şi metale. Clasificarea elementelor după valenţă.

1. Oxizi acizi. Am văzut că sulful, carbonul, fosforul se combină cu oxigenul dând oxizii SO_2, SO_3, CO_2, P_2O_3 şi P_2O_5. — Aceşti oxizi sunt solubili în apă. Soluţia lor apoasă are gust acru, înroşeşte tinctura violetă de turnesol şi cu metale, ca magneziul şi altele, desvoltă hidrogen. Combinarea cu apa a acestor oxizi dă naştere la acizi.

$$SO_2 + H_2O = SO_3H_2 \text{ (acid sulfuros)}$$
$$SO_3 + H_2O = SO_4H_2 \text{ (acid sulfuric)}$$

La fel vom vedea că există acidul carbonic, CO_3H_2, acidul fosforos, PO_3H_3, şi acidul fosforic, PO_4H_3. Toţi aceşti oxizi se numesc *oxizi acizi* şi toţi sunt solubili în apă.

Combinaţiile chimice ce au proprietăţile acide amintite conţin în molecula lor hidrogen, ce poate fi înlocuit prin metale, şi se numesc acizi. Mai toţi acizii sunt solubili în apă.

Acizii cari, ca acidul sulfuric, acidul sulfuros, conţin în molecula lor şi oxigen, pe lângă hidrogen, se numesc *oxacizi*.

Acizii florhidric, clorhidric, bromhidric, iodhidric, sulfhidric nu conţin în molecula lor oxigen; se numesc şi *hidracizi*.

Fiindcă oxizii acizi se pot obţine şi prin deshidratarea acizilor corespunzători, asemenea oxixi se mai numesc şi *anhidride acide* [1]).

2. Hidrogenul se combină cu oxigenul şi dă apă sau *oxid de hidrogen*. Acest corp este un oxid *neutru, indiferent* [2]). Vom vedea că oxidul de carbon, CO, este şi el un oxid neutru.

3. Oxizi şi hidroxizi bazici. Oxizii de sodiu, Na_2O, de potasiu, K_2O, de calciu, CaO, de bariu, BaO, sunt solubili în apă şi se combină cu apa dând cu dânsa *baze* sau *hidroxizi bazici:* NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ $Ba(OH)_2$. Toţi hidroxizii bazici conţin în molecula lor grupul OH (oxidril). Dacă sunt solubili în apă, îi comunică acesteia gust leşietic şi proprietatea de a înălbăstri turnesolul înroşit de acizi. Asemenea oxizi se numesc *oxizi bazici*. Cei mai mulţi oxizi şi hidroxizi bazici sunt insolubili în apă.

---

[1]) Anhidridă sulfuroasă, sulfurică, fosforică, etc.

[2]) Peroxidul de hidrogen sau apa oxigenată, H_2O_2, *are slabe proprietăţi de acid* (biacid). Cu sodiul, cu bariul dă *un fel de săruri*, numite *peroxizi* de sodiu etc.: Na_2O_2, BaO_2. Din aceste săruri apa oxigenată (acidul peroxhidric!) a fost pusă în libertate cu ajutorul acidului sulfuric, întocmai ca şi acidul clorhidric din NaCl sau acidul florhidric din CaF_2. Se cunoaşte reacţia: $Ca(OH)_2 + H_2O_2 = CaO_2 + 2H_2O$, (peroxid de calciu hidratat).

4. Săruri. *Din combinarea unui acid cu o bază se produce o sare şi apă.*

$$SO_4H_2 + 2NaOH = SO_4Na_2 + H_2O$$
$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

Combinându-se acizii cu bazele îşi nimicesc reciproc însuşirile caracteristice, se neutralizează. Zicem că aceste combinaţiuni au *funcţiuni chimice opuse* [1]).

Sărurile oxigenate se mai pot considera ca formate din combinarea unui oxid acid cu un oxid bazic. De fapt se pot obţine unele săruri în felul acesta.

$$SO_3 + BaO = SO_4Ba$$

Numele unei sări e alcătuit din două părţi; una arată acidul, cealaltă, metalul bazei. De ex. *sulfat de sodiu.*

5. Metaloide şi metale. Elementele sau corpurile simple se împart în două clase: *metaloide* şi *metale.*

Florul, clorul, bromul, iodul, oxigenul, sulful, fosforul, carbonul şi altele ca acestea sunt corpuri *rele conducătoare* de căldură şi de electricitate, n'au luciul particular şi caracteristic al sodiului, al argintului, etc. Combinându-se cu oxigenul, aceste corpuri dau *numai oxizi acizi* sau *oxizi indiferenţi, nu dau niciodată oxizi bazici.* Asemenea elemente se numesc *metaloide.* In stare solidă, metaloidele sunt *sfărâmicioase.*

Sodiul, calciul, cuprul, fierul şi altele ca acestea sunt corpuri *bune conducătoare* de căldură şi de electricitate şi au un luciu particular, numit *luciu metalic,* când sunt şlefuite. Asemenea elemente se numesc *metale* şi au, pe lângă însuşirile amintite, şi unele *însuşiri mecanice,* foarte importante în practică; sunt *tenace, ductile* şi *maleabile, nu sunt sfărâmicioase.*

Metalele, combinându-se cu oxigenul, *dau cel puţin un oxid bazic.* Pot da şi oxizi indiferenţi şi uneori chiar oxizi acizi. Cu deosebire *oxizii superiori* ai unor metale grele, după cum vom vedea, au caracter acid [2]).

---

[1]) Vezi capitolul următor definiţia noţiunii de funcţiune chimică.

[2]) In genere, adăugarea atomilor de oxigen (flor, clor) la elemente reducătoare, metaloide şi la unele metale grele, imprimă moleculei sau grupării caracter acid.

Când se descompune cu ajutorul curentului electric o combinaţiune a unui metal cu un metaloid (de ex. clorura de sodiu, oxidul de aluminiu, sulfuri, etc.), *metalul se separă la electrodul negativ, iar metaloidul se separă la electrodul pozitiv.* Lucrurile se petrec ca şi cum metalul ar fi electrizat pozitiv, pe când metaloidul ar fi electrizat negativ. Din această cauză, metalele se mai numesc şi *elemente electropozitive,* iar metaloidele, *electronegative.*

Din cele învăţate până aci vedem că metalele şi metaloidele au unele proprietăţi fizice şi chimice *oarecum opuse.* Iată aceste proprietăţi puse faţă în faţă.

Metale	Metaloide
1. Ductile şi meleabile.	1. Când sunt solide, sunt sfărâmicioase.
2. Bune conducătoare de căldură şi de electricitate.	2. Rele conducătoare de căldură şi de electricitate.
3. Electropozitive.	3. Electronegative.
4. Prin oxidare dau cel puţin un oxid bazic.	4. Prin oxidare dau oxizi acizi şi niciun oxid bazic.
5. Oxizii bazici se unesc cu apa şi dau hidroxizi bazici.	5. Oxizii acizi se unesc cu apa şi dau acizi.

In ce priveşte hidrogenul, acest element are unele proprietăţi care îl apropie de metale: e mai bun conducător de căldură şi de electricitate decât alte gaze metaloide, este *electropozitiv.* Combinaţia sa cu oxigenul, apa, este un corp *neutru* şi *foarte stabil.* Molecula de apă se poate considera că e alcătuită *dintr'un atom de hidrogen* şi *dintr'un hidroxil* (HOH), adică conţine şi hidrogenul acid (electropozitiv), şi hidroxilul bazic (electronegativ).

Acizii şi hidroxizii bazici sunt combinaţiuni chimice cu proprietăţi oarecum opuse, tocmai din cauză că hi-

drogenul acid este electropozitiv; pe când hidroxidul bazic, electronegativ.

6. Clasificarea elementelor după valență.

a. Metaloide monovalente: florul, clorul, bromul și iodul. (Familia halogenilor);

b. Metaloide bivalente: oxigenul, sulful (seleniul și telurul nestudiate). (Familia oxigenului);

c. Metaloide trivalente: azotul, fosforul, arsenul și stibiul. (Familia azotului). Borul;

d. Metaloide tetravalente: carbonul, siliciul, etc. (Familia carbonului);

e. Metaloide pentavalente: azotul, fosforul, etc.

Tot asemenea putem clasifica și metalele:

a. Metalele monovalente: sodiul, potasiul (rubidiul, cesiul), (metale alcaline);

b. Metale bivalente: calciul, bariul (metale alcalinoteroase), magnesiul, zincul, mercurul, plumbul, etc.

§ 27. Recapitulare și sistematizare.

(Citire foarte importantă).

1. In lecțiunile de până aci ne-am silit, ca pe baza observației și a experiențelor să câștigăm o serie de cunoștințe chimice și anume: am câștigat noțiunile de corp simplu, de corp compus, de combinare și de descompunere chimică, adică de fenomen chimic, legea conservării materiei [1]), legea proporțiilor definite, noțiunea de greutate de combinare, noțiunile de oxid bazic, de oxid acid, de hidroxid [2]) bazic sau de bază, de acid, de sare.

Am căutat să ne reprezentăm în mod simplu fenomenele chimice și legile după care se produc aceste fenomene, cu ajutorul *ipotezei atomice.*

Folosind noțiunile de atom și de pondere atomică, de moleculă și de pondere moleculară, am introdus noțiunile de *simbol chimic* și de *formulă chimică.* Cu ajutorul acestora am învățat să reprezentăm diferitele fenomene chimice cu ajutorul *egalităților chimice.*

De aci înainte vom căuta, cu ajutorul acestor noțiuni fundamentale, câștigate treptat, să studiem principalele elemente chimice, compușii lor mai importanți, precum și principalele lor

[1]) Revezi și reimprospătează-ți aceste cunoștințe!
[2]) Impropriu numit și hidrat.

întrebuinţări. Vom studia în ordinea valenţei, întâi câteva metaloide şi apoi metalele mai importante.

Pentru a uşura şi a face în mod raţional studiul acesta, e necesar să recapitulăm şi să le scoatem în relief *principalele clase de combinaţiuni* sau de specii chimice precum şi *caracterele chimice esenţiale*, constatate la corpurile studiate până aci. Apoi să vedem dacă este vreo legătură între funcţiunile şi caracterele chimice esenţiale ale corpurilor şi între reacţiunile reciproce, pe care aceste corpuri le produc; să vedem cu alte cuvinte dacă nu cumva putem găsi un fir conducător care să ne ajute în studiul numeroaselor şi variatelor corpuri şi fenomene chimice,

2. Funcţiuni chimice fundamentale. Acizii, bazele şi sărurile reprezintă trei clase foarte importante de combinaţiuni chimice. *Corpurile*, ce aparţin uneia şi aceleiaşi din aceste clase, *au un număr oarecare de proprietăţi chimice comune şi de aceea se zice că au aceeaşi funcţiune chimică* (funcţiunea acid, bază, sare).

Faptul că acizii au un număr de proprietăţi comune se explică prin existenţa în molecula acestor corpuri a *unui aceluiaşi element funcţional, atomul de hidrogen înlocuibil prin metale şi care se separă la catod, în fenomenul electrolizii.*

In mod analog, *funcţiunea bazică este datorită prezenţei în moleculă a hidroxilului* **(OH)** *care e gruparea atomică funcţională bazică şi care în fenomenul electrolizii se separă la anod* (sub formă de apă şi de oxigen liber: $2OH = H_2O + O$).

Formarea sărurilor din acizi şi din baze se explică prin eliminarea hidrogenului din acid şi a hidroxidului din bază, sub formă de apă, corp neutru, urmată de combinarea rămăşiţelor de molecule, una electropozitivă (metalul), cealaltă electronegativă (metaloidul sau radicalul acid, SO_4, de exemplu).

3. Oxidanţi şi reducători. Pe lângă *caracterele chimice fundamentale şi oarecum opuse, de acid şi de bază, de metaloid şi de metal*, am mai întâlnit, atât la corpurile simple, cât şi la cele compuse, alte două *caractere chimice generale* şi *opuse*, potrivit cărora corpurile se pot grupa în *oxidante* şi în *reducătoare*.

Tipul oxidanţilor îl reprezintă oxigenul; tipul reducătorilor, hidrogenul. Halogenii şi apa oxigenată, peroxizii şi oxizii superiori, cloratul de potasiu, etc., sunt oxidanţi; sulful, metalele, hidrogenul sulfurat sunt reducători.

Am văzut şi vom mai vedea că atât oxidanţi, cât şi reducători se găsesc şi printre elemente, şi printre compuşi: oxizi, acizi, baze, săruri.

4. Cum influenţează caracterul chimic al corpurilor acţiunile reciproce ale acestora?

Exemple. Florul, *metaloid* şi *oxidant energic*, se combină cu *foarte mare energie* cu hidrogenul şi cu metalele, elemente *electropozitive* şi *reducătoare*. Acidul florhidric şi florurile sunt combinaţiuni *foarte stabile*.

Florul nu se combină decât foarte greu şi în condiţii speciale cu oxigenul, care este şi el tot un metaloid şi un oxidant. In general, oxigenul şi halogenii, metaloide şi oxidanţi, deci corpuri asemenea din punct de vedere chimic, *se combină foarte greu între dânşii şi* combinaţiile obţinute sunt *foarte puţin stabile*.

Hidrogenul, electropozitiv şi reducător, se combină foarte anevoie şi numai cu câteva metale, elemente de asemenea electropozitive şi reducătoare. Hidrurile metalice sunt combinaţiuni foarte puţin stabile.

In general, două elemente chimice, cu caractere asemenea nu se combină între ele sau se combină foarte anevoie şi combinaţiunile obţinute sunt puţin stabile.

Elementele chimice, cu însuşiri chimice opuse se combină foarte uşor unele cu altele şi combinaţiile obţinute sunt cu atât mai stabile, cu cât elementele respective au însuşiri chimice mai opuse.

Exemple. Hidrogenul e pus în libertate din acizi şi din apă cu ajutorul metalelor, elemente chimice asemenea, care se substituesc hidrogenului.

Iodul şi bromul sunt puse în libertate şi înlocuite din ioduri şi bromuri de către clor.

Clorul e pus în libertate din acidul clorhidric de către oxigen şi de către flor.

Faptul acesta este general: *Un element chimic poate scoate şi înlocui din combinaţiile sale un alt element chimic asemenea cu dânsul; un metaloid oxidant înlocueşte un alt metoloid oxidant. Un metal reducător înlocueşte un alt element reducător şi electropozitiv (metal sau hidrogen).*

5. Cum se prepară diversele elemente şi combinaţiuni chimice?

a. Sulful, oxigenul, apa, clorura de sodiu, corpuri ce se găsesc *libere* în natură, dar amestecate cu alte corpuri, se obţin în stare de puritate folosind *mijloace fizice:* topire, distilare, disolvare şi cristalizare, distilare fracţionată, etc.

b. Halogenii, metaloide oxidante, sunt scoase din combinaţiile lor cu ajutorul *altor oxidanţi* (clorul, oxigenul, etc).

Hidrogenul, element electropozitiv şi reducător, se prepară scoţându-l din acizi sau din apă, cu ajutorul metalelor, deci al unor elemente chimice asemenea.

Acizii florhidric, clorhidric, sulfhidric au fost preparaţi scoţându-i din sărurile lor cu ajutorul *acidului sulfuric*, deci al unui corp asemănător din punct de vedere chimic.

Faptul acesta este general: **un corp simplu sau compus se poate prepara scoţându-l şi înlocuindu-l într'o combinaţiune a sa cu ajutorul unui alt corp asemenea cu dânsul, din punct de vedere chimic.**

c. Elementele se mai pot scoate uneori din combinaţiunile lor şi cu ajutorul căldurii (oxigenul din cloratul de potasiu, etc.) sau a curentului electric (oxigenul şi hidrogenul din apă, florul din acidul florhidric, sodiul din clorura de sodiu, etc.). Aceste mijloace sunt în parte mijloace fizice.

Observare. Asemenea regularităţi le vom constata şi cu prilejul studiului celorlalte elemente şi combinaţiuni chimice, *de aceea e nevoie să ni le întipărim bine în minte*. Ele ajută şi fac raţional studiul fenomenelor chimice.

Oridecâteori întâlnim un corp nou, trebue să-i cunoaştem *principalele sale caractere chimice:* metal sau metaloid, oxidant sau reducător, acid, sau bază, sau sare. La corpurile compuse trebue să cunoaştem şi caracterele chimice esenţiale ale elemen telor ce-l alcătuesc.

§ 28. Fenomene termochimice.

1. Experienţa ne arată că în combinarea hidrogenului cu oxigenul se desvoltă multă căldură. Tot asemenea combinarea hidrogenului cu florul, cu clorul, combinarea oxigenului cu sulful, cu fosforul, cu carbonul, cu sodiul, cu potasiul, cu fierul şi cu alte multe metale desvoltă multă căldură (fig. 80).

In general, cele mai multe combinaţiuni chimice se fac cu desvoltare de căldură, când combinarea se face la temperaturi nu prea înalte (fig. 80).

Se numesc reacţiuni exotermice acele combinaţiuni chimice care se produc cu desvoltare de căldură.

In alte fenomene chimice se *absoarbe* căldură. Asemenea reacţiuni se zic *endotermice*.

Se numeşte căldură de reacţie, căldura ce se degajă sau se absoarbe într'o reacţie chimică. Căldura de reacţie se măsoară în calorii [1]) şi se raportează la o *moleculă-gram* a corpului chimic respectiv. De exemplu, când se combină un atom-gram (16 grame) de oxigen cu două grame de hidrogen, pentru a forma o moleculă-gram (18 grame) de apă, se degajă 69.000 calorii mici.

Fig. 80. In combinarea oxidului de fosfor cu apa se desvoltă multă căldură.

Această cantitate de căldură se mai numeşte şi *căldura de formaţiune* a apei, când se obţine din combinarea directă a oxigenului cu hidrogenul.

Pentru a descompune o moleculă-gram de apă în oxigen şi în hidrogen, *trebue să dăm din afară* 69.000 calorii mici, *pe cari le absorb oxigenul şi hidrogenul, ca să devie libere.*

2. Cunoaşterea căldurilor de reacţie este importantă şi în teorie, şi în practică.

Din punct de vedere teoretic, căldura de reacţie ne dă uneori [2]) o idee aproximativă despre *activitatea chimică* sau *afinitatea corpurilor ce se combină* şi despre *stabilitatea corpului compus* ce rezultă din combinare.

In general s'a constatat că corpurile ce au tendinţa puternică de a se combina unele cu altele desvoltă *multă* căldură combinându-se, iar combinaţiunile produse sunt *foarte stabile,* adică se descompun cu greu. Din contră, combinaţiile *endotermice* se descompun cu cea mai mare uşurinţă.

De exemplu, căldura ce se desvoltă când se combină un element oxidant cu un element reducător ne

[1]) O caloriе este cantitatea de căldură necesară pentru a ridica cu un grad centigrad temperatura unui gram de apă distilată şi anume, dela 14°,5 la 15°,5. Aceasta e caloria-gram sau caloria mică. Caloria kilogram este de o mie de ori mai mare.

[2]) In cazul combinaţiunilor *totale, violente* ce se produc la temperatura ordinară. In special, combinaţiunile produse între corpuri solide (fier şi sulf, etc.) şi mai ales între soluţiuni.

dă o idee despre puterea oxidantă sau reducătoare a elementelor respective. De asemenea căldura ce se desvoltă când se combină un metaloid cu un metal, un oxid bazic cu un oxid acid ne măsoară întrucâtva *afinitatea* sau *energia chimică*[1]) a corpurilor ce se combină și în același timp *stabilitatea* compusului format.

§ 29. Prevederea fenomenelor chimice cu ajutorul căldurilor de reacție.

(Cetire).

1. Tabela A arată în cifre rotunde căldura desvoltată când se combină o valență-gram[2]) din metaloidele O,F,Cl,I,N și S, studiate până acum, cu cantitatea corespunzătoare din următoarele elemente *reducătoare:* hidrogen, metaloidele: fosfor (P), arsen (As), bor (B), siliciu (Si) și carbon (C) și metalele; sodiu (Na),

[1]) Am văzut în fizică (vezi G. A. Dima, Fizica cl. III), că în mașina cu vapori căldura produsă în focar *din arderea cărbunelui* (oxidarea vie a acestuia) servește ca să producă *lucru mecanic* și *mișcare.* Zicem că oxigenul și cărbunele *au energie chimică și o parte din această energie se eliberează sub formă de căldură, când acele elemente se combină.*

Bioxidul de carbon format are *mai puțină energie chimică* decât au cărbunele și oxigenul *necombinate.* Ca să *descompunem* bioxidul de carbon, trebue să-i dăm *din afară,* sub formă de căldură, energia degajată în timpul combinării, energie de care au trebuință oxigenul și carbonul, ca să exi te *independente.*

Cum vedem, energia chimică e un fel de *energie potențială as.mănătoare energiei potențiale a greutății ridicate,* ce pune în mișcare roțile ceasornicului cu pendul.

Numim în leobște energie, capacitatea corpurilor de a produce, fără împrumut din afară, lucru mecanic sau în general orice fel de prefaceri, de fenomene. Multe din diversele corpuri chimice simple sau compuse pot, *fără împrumut din afară,* să reacționeze spontaneu între dânsele și să dea naștere la corpuri noi și în același timp, să degaje căldură. Zicem că acele corpuri *au energie* și anume *energie chimică,* mulțumită cărcia pot da naștere la fenomene chimice, *exotermice.*

Corpurile noi ce rezultă în felul acesta *au mai puțină energie chimică* decât cele din care s'au produs. De exemplu, apa, ce rezultă din combinarea hidrogenului cu oxigenul, are mai puțină energie chimică decât oxigenul și hidrogenul necombinate și anume 18 grame de apă lichidă au cu 69000 calorii mai puțină energie decât 2 grame de hidrogen și 16 grame de oxigen necombinate.

Variațiunile energiei chimice a corpurilor se măsoară în multe cazuri, *aproximativ* cu căldura de reacție, în special, în cazul când reacțiunea chimică nu e întovărășită de o schimbare de volum. De exemplu, când reacționează între dânsele niște soluțiuni lichide.

[2]) O valență-gram de hidrogen este un gram de hidrogen; de oxigen, 8 grame de oxigen; de azot 14/3 grame azot, etc.

calciu (Ca), aluminiu (Al), zinc (Zn), plumb (Pb), fier (Fe), cupru (Cu) şi argint (Ag), elemente amintite în lecţiile precedente şi pe cari, afară de hidrogen, le vom studia amănunţit de acum înainte. Căldura este exprimată în calorii mari şi compuşii obţinuţi cu hidrogenul sunt consideraţi în *stare de gaz*, nu lichizi ori soluţiune.

A. **Metaloide oxidante.**

Metaloide reducătoare	$\frac{1}{2}O=8gr$	F	Cl	Br	I	$\frac{1}{3}N$	$\frac{1}{2}S$
H	29	38,5	22	8,5	—6	4	1,4
P	37		25	15			3
As	25,8		24	15	4,5		
Bo	52						
Si		60	32	17	1,7		26
C	24		7				—5,3
metale Na	45	108	98	95	68		43,5
Ca	76	119	95	82	64	19	59
Al	65,5	83	54	41	23,5		21
Zn	42,5		49	38	25		21,5
Pb	25.5	54	42	33	20	—	10
Fe	33		41				12
Cu	19		26	16			5
Ag	3,5	25	29	20	14		3

2. Observând datele din prima linie orizontală, constatăm următoarele:

Când se combină 2 gr. de hidrogen cu 16 gr. de oxigen pentru a da 18 gr. vapori de apă, se desvoltă 58 calorii mari. Căldura de formaţiune a acidului florhidric gazos este mai mare decât aceea de formaţiune a apei, a acizilor clorhidric, bromhidric, iodhidric şi sulfhidric. Acidul iodhidric *gazos* se produce cu *absorbţie* de căldură, este o combinaţie *endotermică*, de aceea căldura sa de formaţiune este *negativă*.

Acum ne explicăm de ce oxigenul oxidează acizii clorhidric, bromhidric, iodhidric şi sulfhidric, punând în libertate clorul, bromul, iodul şi sulful; oxigenul, având o afinitate chimică pentru hidrogen mai mare decât elementele amintite, le scoate din combinaţiile lor şi desvoltând căldură dă apă, *un corp mai stabil*. Nu poate însă să oxideze acidul florhidric şi să puie în libertate florul, căci acest element combinându-se cu hidrogenul

desvoltă o cantitate de căldură *mai mare* decât aceea pe care o poate desvolta oxigenul; acidul florhidric este o combinaţiune *mai stabilă decât apa* şi decât toţi ceilalţi hidracizi amintiţi.

Ne explicăm de asemenea de ce bromul poate înlocui iodul şi sulful din HI şi H_2S; nu poate însă înlocui florul şi clorul din HF şi HCl.

3. Am văzut că pentru a scoate florul din acidul florhidric, am folosit energia curentului electric; energia chimică (afinitatea chimică) a oricărui alt element oxidant nu este suficientă spre a pune în libertate acest element, a cărui activitate oxidantă e mai mare decât a tuturor celorlalte elemente oxidante.

Am văzut că *la lumină* clorul din apa de clor descompune apa. Cum ne explicăm acest lucru? Acidul clorhidric *disolvat* în apă are o căldură de formaţie de 39,3 calorii mari pentru un gram de hidrogen sau de 78,6 calorii mari pentru două grame de hidrogen combinate, deci o căldură de formaţie mai mare decât a apei, care în stare lichidă este aproape 69 calorii mari. Acidul clorhidric disolvat în apă este *mai stabil, deci mai greu de descompus decât apa.* Apoi *mai intervine energia luminoasă, energie exterioară, care ajută* descompunerea apei de către clor.

Ne explicăm de asemenea de ce sulful este uşor înlocuit din hidrogenul sulfurat de către oricare din oxidanţii amintiţi: toţi aceştia, unindu-se cu hidrogenul, desvoltă mai multă căldură decât sulful şi dau deci combinaţiuni mai stabile decât hidrogenul sulfurat.

4. Foarte importante explicări şi *prevederi* scoatem şi din celelalte *date termochimice,* arătate în tabloul A. Vedem de exemplu, că, deşi fosforul, siliciul, borul şi carbonul sunt metaloide (adică elemente electronegative), totuşi *fiind reducătoare energice* desvoltă, combinându-se cu oxigenul (metaloid *oxidant),* mai multă căldură, decât unele metale ca argintul şi cuprul, elemente *reducătoare slabe.*

5. Tabloul B ne arată, în calorii mari, căldurile de formaţie pentru o moleculă-gram din compuşii ce rezultă din combinarea a două elemente *oxidante* şi *de aceeaşi specie chimică* (metaloide).

B	Cl_2O	Br_2O	ClBr	IBr	N_2O_3	NCl_3
	−18	−15	+0,6	+2,5	−11	−39

Se vede că această căldură este mai adesea *negativă,* adică combinaţiile între elemente chimice *prea asemenea* sunt *endo-*

termice, se produc *cu absorbiţie de căldură.* Descompunerea lor *spontanee degajă căldură,* de aceea stabilitatea unor astfel de combinaţiuni este *foarte mică: sunt corpuri explozibile.* Descoperirea triclorurei de azot, NCl_3, l-a costat pe *Dulong* pierderea unui ochiu.

6. Combinaţiile exotermice se pot produce *în mod spontan,* dacă elementele respective se găsesc *în condiţiuni convenabile* [1]). Ca să descompunem o combinaţiune exotermică, trebue *să-i dăm din afară energia* necesară, fie sub formă de căldură, fie sub formă de energie electrică sau chimică.

Combinaţiile endotermice *nu se produc spontaneu,* ci numai când li se dă din afară energia necesară (căldură, electricitate). In schimb se descompun foarte uşor spontaneu, *desvoltând căldură.*

Căldura degajată sau absorbită în timpul unui fenomen chimic — *căldura de reacţie* — nu atârnă numai de afinitatea chimică dintre corpurile respective, ci şi de alţi factori ce influenţează sensul fenomenelor chimice anume, temperatura, presiunea, concentraţiunea corpurilor gazoase sau disolvate ce intervin în fenomen, etc. Despre influenţa presiunii şi a concentraţiunii (a maselor) ne vom ocupa mai târziu.

7. Influenţa temperaturii asupra fenomenelor chimice. Hidrogenul are mare tendinţă de a se combina fie cu clorul, fie cu oxigenul şi combinarea cu aceşti oxidanţi, la temperatura ordinară, este *violentă şi exotermică.* Amestecul acestor corpuri posedă multă energie chimică. Cu toate acestea un amestec de hidrogen şi oxigen, sau de hidrogen şi clor, poate sta foarte mult timp la temperatura ordinară şi la întunerec, fără să constatăm formarea unei cantităţi apreciabile, fie de apă, fie de acid clorhidric. E suficient însă să se producă o scânteie electrică în amestecul de oxigen şi hidrogen, pentru ca combinaţia acestora să se producă cu explozie şi cu mare desvoltare de căldură.

Cauza necombinării oxigenului cu hidrogenul, când nu sunt încălzite într'un punct oarecare din amestec, se atribue unui fel de *rezistenţă analoagă* cu *frecarea* ce împiedecă o căruţă neunsă sau împiedecată să alunece şi să se scoboare pe un drum înclinat. E suficient să scoatem piedeca sau să ungem roţile, pentru ca vehiculul să se puie în mişcare. Puţina căldură ce o dă amestecului de oxigen şi hidrogen scânteia ridică temperatura într'un punct al acestuia şi suprimă *frecarea chimică sau rezistenţa pasivă* care împiedecau combinarea; căldura desvoltată de combinarea oxigenului şi hidrogenului, din punctul respectiv, se propagă la punctele vecine, le ridică temperatura şi face cu putinţă combinarea.

Şi fără încălzire, aceste corpuri se combină la temperatura ordinară, dar cu o viteză *extrem de mică.*

Ridicarea temperaturii are deci ca efect, în acest caz, să distrugă *starea de echilibru nestabil,* în care se găsesc corpurile în prezenţă şi să mărească *viteza de combinare.*

[1]) De exemplu, la o temperatură destul de joasă.

La temperatura *ordinară*, multe corpuri se găsesc în echilibru *nestabil* şi e suficient să li se ridice temperatura într'un punct oarecare, pentru ca reacţiunea *exotermică* să se producă violent şi complet.

Vedem deci, că ridicarea temperaturii în asemenea împrejurări are ca urmare *mărirea vitezei de reacţiune a unei reacţiuni* care altminteri se produce foarte încet. Experienţa ne arată că la o temperatură foarte joasă, a nerului lichid sau a hidrogenului lichid (—250°), nicio reacţiune chimică nu se produce. Sodiul stă în contact cu clorul sau cu oxigenul, fără să se combine. Numaî florul se combină în asemenea împrejurări cu hidrogenul.

Temperaturile înalte (2500°—3000°) influenţează în alt sens reacţiunile chimice. La asemenea temperaturi se produc numai *fenomenele endotermice cari absorb dela exterior energie* sub formă de căldură. De exemplu, se descompune apa în oxigen şi hidrogen; acidul clorhidric se disociază în hidrogen şi clor, etc., sau se produc combinaţiuni endotermice, după cum am văzut, de exemplu, ozon, apă oxigenată, etc. Acesta e rolul temperaturii:

La temperatura ordinară, *accelerează reacţiunile exotermice* (compuneri sau descompuneri);

La temperaturi înalte, *cedează* corpurilor energia calorifică necesară *pentru a da naştere la o reacţiune endotermică* (descompuneri sau combinări).

Observare. Dacă n'ar exista aceste *rezistenţe pasive*, aproape toate metalele, toate corpurile combustibile, ar arde chiar la temperatura ordinară şi în asemenea caz viaţa nu ar mai fi cu putinţă. Rezistenţele pasive îndeplinesc deci un rol foarte important.

Cantitatea foarte mică de căldură ce o dăm la început pentru a provoca o reacţiune exotermică, de exemplu, combinarea hidrogenului cu oxigenul, are de scop să procure energia necesară desfacerii în atomi *a câtorva* molecule de hidrogen şi de oxigen. Atomii acestor două elemente, odată liberi, se combină imediat pentru a forma apa şi desvoltă în această combinare o cantitate foarte mare de căldură, ce la rândul ei desface în atomi şi celelalte molecule de hidrogen şi de oxigen.

In cazul combinaţiunilor endotermice a două elemente, căldura necesară desfacerii în atomi a moleculelor elementelor considerate este cu mult mai mare decât căldura desvoltată din combinarea într'o nouă moleculă compusă a atomilor separaţi.

De exemplu, formarea anhidridei azotoase, N_2O_3.

8. Exerciţii. 1. Formarea unei molecule-gram (18 gr.) de apă, în stare lichidă, prin combinarea directă a oxigenului cu hidrogenul, desvoltă 68,4 calorii mari. Formarea unei molecule-gram de acid clorhidric, disolvat în apă, desvoltă 39,3 calorii mari.

Să se arate câtă căldură se desvoltă când se produce descompunerea apei de către clorul din apa de clor, potrivit egalităţii:

$$Cl_2 + H_2O = 2HCl + O$$

în care ponderile atomice sunt socotite în grame.

2. Căldura de formaţie a unei molecule-gram de H_2S gazos este 2,7 calorii mari; căldura de formaţie a unei molecule-gram vapori de apă este 58 calorii mari; căldura de formaţie a unei molecule-gram de SO_2 gazos este 70,4 calorii mari. Câtă căldură se absoarbe sau se degajă în reacţiunea:

$$2H_2S + SO_2 = 2H_2O + 3S$$

§ 30. Azotul şi argonul. Gazele nobile.

1. Azotul. Stare naturală. Am văzut că azotul se găseşte liber, în cantitate foarte mare, în aerul atmosferic. Se găseşte şi combinat în azotaţii de sodiu (salpetru de Chili), NO_3Na, şi de potasiu (salpetru ordinar), NO_3K, precum şi în amoniac, NH_3.

Acest element intră în constituţia a numeroase substanţe organice ce se găsesc în corpul plantelor şi al animalelor. Albumina, fibrina, caseina şi numeroase substanţe *albuminoase* conţin azot în molecula lor.

2. Preparare. Pentru trebuinţele industriei, azotul se scoate din aer, fie prin distilarea fracţionată a aerului lichid, fie combinând oxigenul aerului cu hidrogenul sau cu alt combustibil, de exemplu cu metan, CH_4. Arzând aceste corpuri în aer, acesta se curăţă de oxigen, care combinându-se cu hidrogenul dă H_2O, iar cu carbonul dă CO_2. Din amestecul de azot, bioxid de carbon şi vapori de apă se separă azotul uscat şi aproape curat.

In laboratoare se prepară azotul chimic pur, încălzind o soluţiune concentrată *de azotit de amoniu*[1]) (fig. 81).

$$NO_2NH_4 = 2N_2 + 2H_2O$$

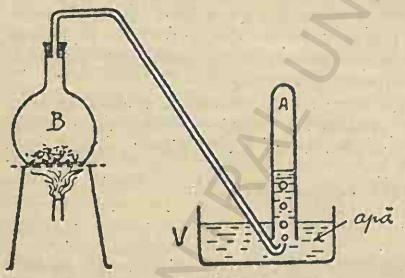


Fig. 81. Prepararea azotului pur în laborator.

3. Proprietăţi fizice. Azotul este un gaz incolor, inodor, de 14 ori mai greu decât hidrogenul[2]). Se mai numeşte şi *nitrogen*[3]). Este puţin mai uşor de-

[1]) Operaţia se face într'un balonaş sau o retortă de sticlă prevăzută cu un tub de culegere. Se aşază balonaşul pe o pânză de fier şi se încălzeşte cu precauţiune. Câteva picături de acid sulfuric ajută descompunerea azotitului.

Azotitul de amoniu este o combinaţiune puţin stabilă, alcătuită dintr'un rest acid, NO_2, oxidant, şi din radicalul reducător amoniu, NH_4.

Jumătatea oxidantă a moleculei oxidează jumătatea reducătoare producând H_2O şi N_2.

[2]) Un litru de aer la 0° şi sub presiunea normală (76 cm. mercur) cântăreşte **1,293** grame. Un litru de azot în aceleaşi condiţiuni cântăreşte **1,25 gr.** Un litru de oxigen, **1,43** grame. Un litru de hidrogen, **0,09 gr.**

[3]) Fiindcă se găseşte în *nitru* sau *salpetru*.

cât aerul. E puțin solubil în apă și se lichefiază cu mare greutate, numai la temperatură foarte joasă.

4. Proprietăți chimice. Azotul este un element, un metaloid. Simbolul său chimic este Az sau N; ponderea sa atomică este 14. Molecula de azot e alcătuită din doi atomi.

Un chibrit aprins, introdus în azot, se stinge (fig. 82).

Un animal nu poate trăi într'o atmosferă de azot.

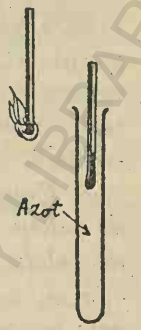


Fig. 82. Azotul nu întreține arderea.

Azotul nu arde și nu întreține nici arderea, nici viața.

Cu toate acestea, azotul nu este otrăvitor, dovadă e faptul că-l introducem continuu în corp, în actul respirațiunii. El nu ia parte la fenomenele chimice ce se petrec între oxigen și substanțele organice din sânge și din țesuturile organismului. Se poate spune că azotul diluează oxigenul și-i mai micșorează acțiunea sa oxidantă, prea energică.

Azotul are foarte slabă afinitate chimică, este inert. Atomul său e trivalent și pentavalent. La temperatura ordinară nu se combină direct cu niciun element. La roșu se combină cu calciul, cu magneziul, cu fierul, cu aluminiul, cu siliciul și cu alte câteva elemente și dă *azoturi.*

Printre reacțiunile chimice la care participă azotul, trei au foarte mare importanță și teoretică, și mai ales practică.

a. *Combinarea directă a azotului cu hidrogenul* sub influența scânteilor electrice[1]), pentru a da amoniac, NH_3. Această combinație este *exotermică*, ca și azoturile metalice.

[1]) Sau sub influența unei presiuni de câteva sute de atmosfere și temperaturii de 600°.

b. *Combinarea directă a azotului cu oxigenul*, sub influenţa temperaturii *foarte înalte*, a arcului electric (3500°), pentru a da *oxid de azot* (NO şi apoi cu oxigenul, NO_2), care apoi cu apa dau *acidul azotic* şi *cel azotos*. Aceştia se transformă în cele din urmă în azotaţi. *Oxidul de azot, NO, este o combinaţiune endotermică.*

c. *Combinarea directă a azotului la cald cu carbura de calciu*, C_2Ca, pentru a da *varazotul* sau *cianamida de calciu*, CN_2Ca.

Toate aceste combinaţii ale azotului: NH_3, NO şi CN_2Ca au mare întrebuinţare şi în industrie, şi în agricultură (ca îngrăşăminte), căci azotul este ca şi oxigenul, carbonul şi hidrogenul indispensabil vieţii plantelor.

5. In rezumat, azotul este un metaloid foarte puţin activ (inert), cu un caracter oxidant foarte puţin pronunţat. Potrivit acestui caracter se uneşte anevoie cu unele elemente reducătoare (hidrogenul, unele metale, etc.). Cu elementele oxidante (Cl, O, etc.) nu se combină decât în condiţiuni excepţionale şi dă combinaţiuni endotermice şi nestabile.

Observare. Sub influenţa fulgerelor, azotul din atmosferă se combină cu oxigenul şi cu elementele apei şi dă azotit de amoniu (NO_2NH_4) şi azotat de amoniu (NO_3NH_4).

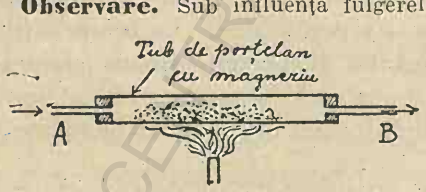


Fig. 83. Separarea argonului din aer. Magneziul înroşit fixează oxigenul şi azotul.

6. Argonul (Ar) aproape curat se obţine dacă trecem aer atmosferic uscat printr'un tub de porţelan înroşit, în care se găseşte magneziu (fig. 83). Acest metal se combină la o temperatură înaltă şi cu oxigenul, şi cu azotul şi dă oxid de magneziu, MgO, şi azotură de magneziu (Mg_3Az_2), iar argonul rămâne liber.

Argonul este un gaz incolor, inodor. *Nu se combină cu niciun element. Afinitatea sa chimică este nulă. Valenţa sa este zero.* Se numeşte *argon*, tocmai din acea-

stă cauză: lipsa tendinței de a se combina (argon înseamnă leneș, în limba elină).

7. Gaze nobile. In aer, pe lângă argon se mai găsesc încă patru corpuri simple gazoase, anume *neon* (Ne), *heliu* (He), *kripton* (Kr) și *xenon* (X).

Toate aceste elemente sunt corpuri lipsite de orice activitate chimică (zerovalente); nu s'au putut combina cu niciun alt element, de aceea se numesc *gaze nobile*. Molecula lor este alcătuită dintr'un singur atom.

In cantități mai mari, în aer, se găsesc, după argon, neonul

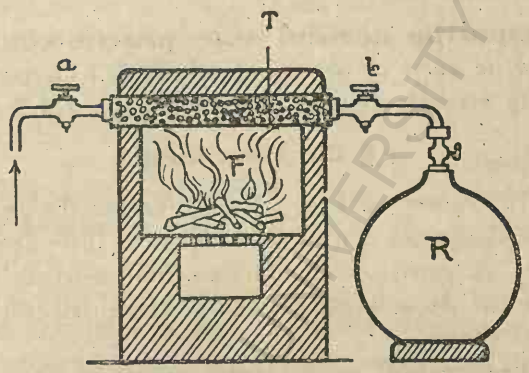


Fig. 84. Analiza cantitativă a aerului. Aerul uscat și curățit de bioxid de cărbon e absorbit prin tubul T. Oxigenul se combină cu cuprul din T, iar azotul intră în balonul R, golit și cântărit de mai înainte.

și heliul. Kriptonul și mai ales xenonul se găsesc în cantități foarte mici. Argonul și neonul se obțin în mari cantități în industrie, prin distilare fracționată a aerului lichid.

Heliul se obține din unele amestecuri de gaze ce se degajă din pământ, în unele localități petrolifere din America de Nord. E gazul cel mai greu de lichefiat, căci are cel mai jos punct de fierbere, — 268°.

Argonul se întrebuințează la umplerea unor lămpi cu incandescență.

Neonul în stare rarefiată servește la umplerea tuburilor de sticlă, de forme felurite, întrebuințate la luminatul electric, în deosebi în reclamele luminoase. Această întrebuințare se întemeiază pe însușirea acestui gaz de a răspândi o lumină roșie-portocalie, foarte intensă, când e străbătut de descărcări electrice.

Heliul fiind foarte ușor (e de două ori mai greu decât hidrogenul) și neinflamabil se folosește la umplerea baloanelor cu cârmă.

In ordinea crescătoare a ponderilor atomice, gazele nobile se orânduesc în felul următor: Heliul (4), neonul (20), argonul (40), kriptonul (83), xenonul (130).

Observarea 1. In aerul atmosferic se mai găsesc vapori de apă, bioxid de carbon, urme de hidrogen, de ozon, de amoniac (NH_3) și de săruri de amoniac (azotit și azotat de amoniu). Pe lângă aceste corpuri gazoase se mai găsesc microorganisme și pulberi minerale.

Compoziția aerului este practic constantă. *O sută de părți de aer uscat și lipsit de* CO_2 *conțin* **23,1** *părți în greutate oxigen,* **75,7** *părți azot și* **1,2** *argon* [1]).

§ 31. Amoniacul.

1. In comerț se găsește sub numele de *amoniac* o soluțiune apoasă a unui *gaz* cu miros înțepător caracteristic, ce provoacă lăcrimarea, înălbăstrește turnesolul înroșit de acizi și cu acidul clorhidric dă fumuri albe și dense.

2. Prepararea amoniacului gazos. Incălzind soluția apoasă de amoniac, gazul acesta se degajă foarte ușor și, după ce-l uscăm, trecându-l printr'un vas plin cu var nestins (CaO), îl culegem prin înlocuirea aerului, în vase ținute cu gura în jos (fig. 85).

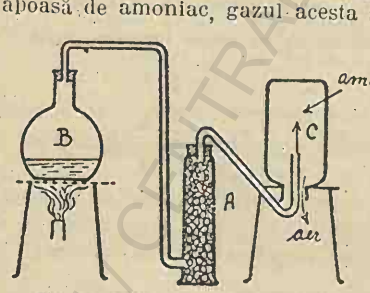


Fig. 85. Extragerea amoniacului gazos din soluția sa apoasă. Se usucă în vasul A plin cu var nestins.

3. Proprietăți fizice. Amoniacul gazos este de vreo două ori mai ușor decât aerul. *El este gazul cel mai solubil în apă* [2]). Soluția sa apoasă este mai ușoară decât apa pură.

[1]) Aceasta e compoziția aerului în apropierea suprafeței pământului. La înălțimi de peste 100 km., se pare că atmosfera e alcătuită mai mult din hidrogen și heliu.

[2]) Un volum de apă la 0° disolvă peste o mie de volume de gaz amoniac.

Amoniacul se lichefiază foarte uşor prin comprimare. Se găseşte sub formă lichidă în comerţ şi are mare întrebuinţare la prepararea ghieţei artificiale, căci prin vaporizare se răceşte atât de tare, încât îngheaţă apa.

Experienţă. Se umple cu amoniac gazos şi uscat un vas (fig. 86), ce apoi se astupă şi, după ce se introduce cu gura în jos, într'un vas cu apă, se destupă. Apa imediat pătrunde în vas şi-l umple. Dacă era de mai înainte puţin înroşită cu soluţie de turnesol, apa devine albastră. Experienţa aceasta ne arată marea solubilitate a amoniacului şi în acelaşi timp dovedeşte proprietăţile *bazice* ale acestuia.

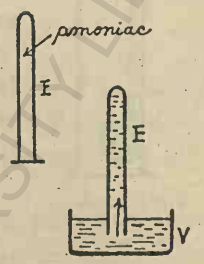


Fig. 86. Solubilitatea foarte mare a amoniacului.

4. Din ce e alcătuit amoniacul? Acţiunea căldurii. Dacă trecem amoniac uscat şi gazos printr'o ţeavă, în care se găseşte pulbere de cupru încălzită la roşu, din *două* volume de amoniac se obţine un amestec gazos, compus din *trei* volume de hidrogen şi *un* volum de azot [1]). Compoziţia

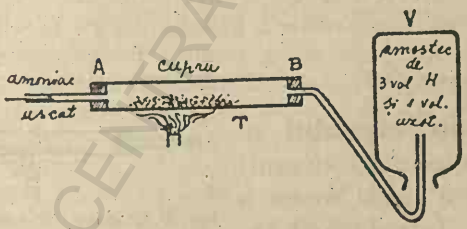


Fig. 87. Analiza amoniacului se face descompunându-l prin încălzire în prezenţa cuprului.

amoniacului este deci NH_3 (fig. 87). Sinteza amintită la azot conduce la aceeaşi încheiere.

Descompunerea descrisă aci se reprezintă aşa:

$$2NH_3 = N_2 + 3H_2$$

[1]) Sub influenţa scânteilor electrice, aceeaşi descompunere se produce Pulberea de cupru serveşte drept catalizor.

Descompunerea amoniacului sub influenţa căldurii e o dovadă că această combinaţiune nu este prea stabilă şi deci afinitatea dintre azot şi hidrogen este relativ slabă.

E uşor de prevăzut cum va reacţiona amoniacul faţă de oxidanţi ca oxigenul şi clorul.

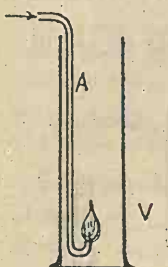


Fig. 88. Arderea amoniacului în oxigen dă apă şi azot.

5. Proprietăţi chimice. Acţiunea oxigenului. Amoniacul nu arde în aer şi nu întreţine arderea. Dacă aprindem însă un curent de amoniac într'un vas cu oxigen, amoniacul arde şi dă apă şi azot: (fig. 88).

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$$

Cum vedem, oxigenul, un oxidant energic, ia locul azotului care e un foarte slab oxidant.

Dacă trecem un amestec de gaz amoniac şi oxigen peste pulbere de platină încălzită [1]), amoniacul se oxidează şi mai tare şi dă apă şi acid azotic. E gradul maxim de oxidare (fig. 89).

$$NH_3 + 2O_2 = NO_3H + H_2O$$

Această reacţie de oxidare a amoniacului s'a folosit mult în Germania, în timpul războiului mondial, pentru a prepara acidul azotic necesar fabricării materiilor explozibile.

Acţiunea clorului asupra amoniacului este mult mai energică decât aceea a oxigenului. Introducând într'un vas cu clor un curent de gaz amoniac, acesta se aprinde spontaneu şi se pro-

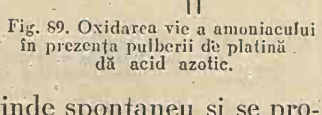


Fig. 89. Oxidarea vie a amoniacului în prezenţa pulberii de platină dă acid azotic.

[1]) Experienţa aceasta e periculoasă, căci se poate forma întâmplător şi triclorură de azot, NCl_3, corp foarte explosibil. Când experienţa se face amestecând clor gazos cu soluţie apoasă de amoniac se constată că în locul clorului, ce dispare, apare azot şi anume un volum egal cu *a treia parte* din volumul de clor dispărut sub formă de acid clorhidric. E o nouă dovadă că în două volume de amoniac sunt unite un volum de azot şi trei volume de hidrogen.

duc fumuri albe, la fel cu cele obținute din contactul amoniacului gazos cu acidul clorhidric.

In prima fază, fenomenul se petrece ca și în cazul oxigenului; clorul înlocuește azotul.

$$2NH_3 + 3Cl_2 = N_2 + 6HCl$$

In faza a doua, acidul clorhidric format dă cu amoniacul în exces și nedescompus fumurile albe, cunoscute și a căror compoziție vom vedea-o mai jos.

Caracterul bazic al amoniacului. Amoniacul gazos și uscat *nu albăstrește hârtia uscată și violetă* sau *roșie* de turnesol. Soluția apoasă de amoniac are însă însușiri bazice.

Amoniacul gazos se unește *direct* cu acidul clorhidric desvoltând multă căldură și dă naștere unui corp solid, alb și volatil numit *țipirig* sau *clorură de amoniu* (fig. 90).

Acest corp se produce sub formă de *fumuri albe* oridecâteori acidul clorhidric gazos vine în atingere cu amoniacul gazos. E un mijloc practic de a recunoaște și prezența amoniacului, și aceea a acidului clorhidric.

Clorura de amoniu are toate însușirile unei sări, deși este un *compus de adițiune* a acidului clorhidric și a gazului amoniac.

$$HCl + NH_3 = NH_4Cl$$

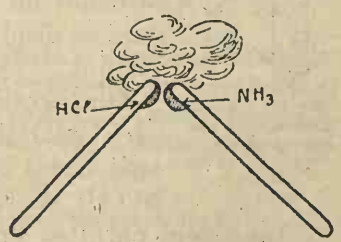


Fig. 90. Combinarea acidului clorhidric gazos cu amoniacul produce fumuri albe.

Tot astfel amoniacul se unește direct și *fără eliminare de apă* cu acizii sulfuric, sulfhidric și alții și dă naștere la *compuși de adițiune*, care sunt *adevărate săruri:* sulfatul de amoniu, $SO_4(NH_4)_2$, sulfura de *amoniu*, $S(NH_4)_2$.

In toate aceste combinațiuni se găsește gruparea atomică monovalentă, NH_4 numită *amoniu*, alcătuită dintr'un atom de azot pentavalent și din patru atomi de hidrogen. In soluția apoasă de amoniac se admite că există *hidratul sau hidroxidul de amoniu* NH_4OH, corp care are toate însușirile unei baze de

metal monovalent. Radicalul amoniu nu s'a putut însă izola. Când se electrolizează o sare de amoniu, la catod se degajă amoniac și hidrogen (NH_3+H).

6. Unde se găsește amoniacul? In foarte mici cantități se găsește în atmosferă unde sub influența fulgerelor, azotul se combină cu oxigenul și cu elementele apei și dă azotat și azotit de amoniu. Cu apa de ploaie ajunge în pământ unde servește ca hrană plantelor.

Amoniacul se produce mai totdeauna, când putrezesc materiile organice azotate. Impreună cu hidrogenul sulfurat, produs uneori în atari împrejurări, el se degajă în aer sub formă de sulfură de amoniu (în latrine etc.).

7. Prepararea. In industrie, principala sursă de preparare a amoniacului sunt *apele amoniacale* ce au servit la purificarea *gazului de iluminat*, produs prin distilarea huilei în vase închise.

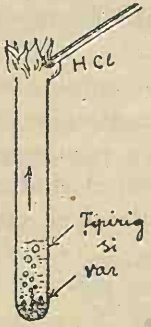


Fig. 91. Scoaterea amoniacului pur din clorura de amoniu cu ajutorul varului.

Pe lângă hidrogen și sulf, cărbunii de pământ mai conțin și azot în cantitate suficientă. Acest azot se combină cu hidrogenul și dă amoniac, care sub formă de carbonat de amoniu și de alte combinațiuni se disolvă în apele de purificare ale gazului.

Din aceste ape, încălzite cu lapte de var, $Ca(OH)_2$, se degajă amoniacul care apoi tratat cu diverși acizi (HCl, SO_4H_2, NO_3H) dă sărurile corespunzătoare.

Amoniacul curat se prepară din oricare din aceste săruri tratate cu var nestins[1]) (CaO).

Experiență. Incălzim într'o eprubetă un amestec de clorură de amoniu cu var. Se degajă amoniac (fig. 91).

[1]) Intâlnim regula generală constatată mai înainte: se scoate o *bază volatilă*, amoniacul, dintr'o sare a sa, cu ajutorul unei *baze energice, fixe* și mai ieftine, CaO. Varul nestins, CaO, este baza industrială fixă, ieftină și energică, după cum acidul sulfuric este acidul fix, ieftin și energic.

8. Întrebuinţări. Amoniacul are numeroase întrebuinţări şi în industrie, şi în laboratoare.

Se întrebuinţează în maşinile frigorifere, în industria sodei, în vopsitorie şi la fabricarea materiilor colorătoare. E bun pentru a ne vindeca de rănile proaspete, produse de înţepăturile insectelor veninoase, de a neutraliza efectele produse de acizi. (Pete de acizi pe haine, pe mâni).

Inspirat în mică doză, excită sistemul nervos şi e folosit uneori în cazuri de leşin. E însă o otravă şi de aceea trebue să evităm să-l inspirăm în cantitate mare.

9. Compuşii amoniacului. Cel mai întrebuinţat dintre aceştia este *sulfatul de amoniu*, folosit ca îngrăşăminte în agricultură şi preparat în mare cantitate în industrie.

Azotatul e întrebuinţat la fabricarea unor explozibili.

Sulfura de amoniu e folosită în analiza chimică ca *reactiv*, căci dă cu diversele săruri metalice, solubile, *sulfuri* divers colorate şi care au şi solubilităţi diferite [1]).

Ţipirigul sau **clorura de amoniu** se foloseşte în pilele *Leclanché* şi la prepararea amoniacului pur. Serveşte de asemenea la lipirea metalelor, în deosebi a cuprului, fiindcă prin *încălzire* se descompune în amoniac volatil şi acid clorhidric. Acest acid disolvă pojghiţa subţire de oxid, ce se formează la suprafaţa metalelor, când le încălzim, şi dă o clorură *volatilă*, iar suprafaţa metalului rămâne curată. In asemenea condiţiuni se poate lipi cu alt metal.

10. In rezumat, amoniacul este o combinaţie a azotului cu hidrogenul, destul de stabilă la încălzire şi foarte greu combustibilă. Se combină direct cu acizii, fără eliminare de apă şi dă săruri. Soluţia sa apoasă are însuşiri bazice.

Toate sărurile de amoniu se descompun prin încălzire.

11. Exerciţiu. *Compară din punctul de vedere al stabilităţii combinaţiunile hidrogenului cu clorul, cu oxigenul, cu sulful şi cu azotul şi spune dacă este vreun paralelism între această stabilitate şi căldura de formaţie a combinaţiunilor respective, aşa cum e dată în tabloul de mai înainte.*

[1]) Profesorul va face o serie de experienţe corespunzătoare cu reactivii ce-i posedă. Mai la locul lor, aceste experienţe sunt să se facă cu prilejul repetiţiei materiei.

§ 32. Fenomene chimice reversibile. Sinteza industrială a amoniacului şi a acidului azotic.

Principiul acţiunii şi al reacţiunii.
(Cetire)

1. Combinarea amoniacului cu acidul clorhidric pentru a da clorura de amoniu este întovărăşită de o mare degajare de căldură: *este o reacţie exo termică.*

Dacă încălzim la o temperatură ceva mai ridicată clorura de amoniu, adică *dacă îi dăm căldură, ea se descompune în HCl şi NH_3, absorbind căldură.* Fenomenul acesta *endotermic* se numeşte *disociaţiune* şi este fenomenul *invers* precedentului.

Experienţa ne arată că, dacă avem într'o incăpere închisă (un tub de porţelan de ex.) şi la o temperatură şi la o presiune anumite, o cantitate suficientă de clorură de amoniu, aceasta se desface în parte, în amoniac şi în acid clorhidric, şi reacţiunea aceasta de disociare se opreşte în momentul când *în amestecul omogen gazos* de HCl, NH_3 şi NH_4Cl, *aceste corpuri au concentraţiuni bine definite* [1]).

Invers, dacă plecăm dela un amestec convenabil de HCl şi NH_3, în aceleaşi condiţiuni de temperatură şi de presiune, o parte din HCl şi NH_3 se combină şi dau NH_4Cl şi *echilibrul chimic este atins, când acelaşi raport se stabileşte între concentrările corpurilor amintite, toate în stare de gaz.*

Dacă, după ce echilibrul s'a stabilit, ridicăm temperatura amestecului, o parte din clorura de amoniu se descompune în NH_3 şi HCl, adică se produce un fenomen *endotermic* care absorbind căldură *se opune* la ridicarea temperaturii.

Cu cât temperatura creşte, cu atât proporţia de HCl şi NH_3 creşte.

Dacă scoborîm temperatura, o parte din NH_3 şi HCl se recombină dând NH_4Cl şi desvoltă căldură, adică se produce o modificare a sistemului, care *se opune* la scoborîrea temperaturii.

Avem de a face aci cu unul din numeroasele fenomene chimice *lente* ce, după împrejurări, se produc într'un sens sau în sensul direct opus.

Asemenea fenomene se numesc *fenomene reversibile* şi se reprezintă simbolic aşa:

$$NH_4Cl \rightleftarrows HCl + NH_3$$

2. In cazul fenomenelor de *disociare* a combinaţiilor *exotermice, ridicarea temperaturii are totdeauna ca efect disociarea corpului compus,* adică producerea fenomenului chimic care *absoarbe căldură* şi deci *se opune* la ridicarea temperaturii; *scoborîrea temperaturii ajută recombinarea, adică producerea fenomenului exotermic.*

Apa la temperaturi *foarte înalte* se disociază şi ea în H_2 şi O. Se poate obţine şi aci, într'un spaţiu închis, un echilibru chimic.

$$H_2O \rightleftarrows H_2 + O$$

Urcarea temperaturii. *începând dela o anumită limită,* înlesneşte reacţiunea în sensul dela stânga la dreapta, adică descompunerea apei în oxigen şi hidrogen, fenomen endotermic.

[1]) Se numeşte *concentrarea* amoniacului (a acidului clorhidric, etc.), în amestecul gazos numărul de molecule-gram, ce există într'un litru de amestec.

Scoborirea temperaturii înlesneşte recombinarea oxigenului cu hidrogenul, adică reacţiunea contrară, exotermică.

Ca să determinăm la o temperatură dată producerea reacţiunii numai într'un sens, trebue să facem să intervie *acţiunea maselor*, scoţând din amestecul *gazos* pe unii din componenţi şi mărind cantitatea componenţilor contrari.

Am văzut mai înainte un asemenea exemplu, în cazul reducerii oxizilor metalici prin hidrogen şi a oxidării metalelor cu ajutorul apei.

$$3H_2 + Fe_2O_3 \rightleftarrows 3H_2O + 2Fe$$

Dacă, la aceeaşi temperatură înaltă şi sub aceeaşi presiune, trecem un curent de hidrogen în *exces* peste oxid de fier, reacţia se petrece în sensul dela stânga la dreapta: *se reduce* oxidul de fier. Dacă trecem curent de vapori de apă în *exces* peste fier înroşit, se *oxidează* fierul şi se degajă hidrogen.

3. Aci vom descrie două fenomene chimice, reversibile [1]), de mare importanţă industrială: combinarea directă a azotului cu hidrogenul (sinteza amoniacului) şi combinarea directă a azotului cu oxigenul şi transformarea oxizilor produşi, NO şi NO_2, în acid azotic (NO_3H) şi în azotaţi.

Azotul nu se combină cu hidrogenul decât la cald şi numai în mică proporţie. Reacţiunea este slab exotermică şi este însoţită de o micşorare de volum. Dintr'un volum de azot şi trei de hidrogen, se obţin numai două volume de gaz amoniac.

Cu cât temperatura e mai înaltă, cu atât proporţia de amoniac formată e mai mică, deoarece combinaţia se face cu degajare de căldură şi de aceea, când temperatura creşte, amoniacul se descompune în azot şi hidrogen, descompunere ce se face cu absorbire de căldură.

Experienţa a arătat că cea mai potrivită temperatură pentru a obţine o cantitate mai mare de amoniac este cam 500°.

Fiindcă prin combinarea azotului cu hidrogenul pentru a da amoniac volumul se reduce la jumătate, această reacţiune este mult uşurată, dacă gazele *se comprimă prealabil*, adică dacă mărim presiunea.

Experienţa a arătat că o apăsare de 1000 de kilograme pe centimetru pătrat favorizează foarte mult combinarea. Se obţine până la 40% amoniac, din cantitatea teoretică:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

Pentru a mări *viteza de reacţiune* operaţiunea se face în contact cu un *catalizor*, care în cazul de faţă este pulberea de fier.

Din cauza presiunii, amoniacul format se lichefiază şi astfel este scos din amestecul gazos, iar hidrogenul şi azotul adăugate cu amestec proaspăt se trec din nou prin aparat, unde se unesc dând o nouă cantitate de amoniac.

In felul acesta se foloseşte *acţiunea maselor gazelor* ce intervin în fenomenul acesta reversibil.

4. *Combinarea azotului cu oxigenul* pentru a da oxid azotic, NO, este o reacţiune endotermică, adică se face cu absorbţie de căldură, de aceea nu se poate face decât la temperaturi foarte înalte, de peste 3000°, cum este temperatura arcului voltaic. Chiar în asemenea condiţiuni, numai o mică

[1]) Arderea cărbunelui, a sulfului, a fosforului în oxigen, la temperatura ordinară, sunt fenomene chimice *aproape instantanee şi complete;* sunt reacţiuni *nereversibile, totale.*

parte din amestecul de axigen și de azot se combină. Se obține și aci un echilibru chimic.

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO .$$

Dacă temperatura se scoboară cu încetul, oxidul format, NO, se descompune foarte ușor, de aceea amestecul de gaze trebue răcit *foarte repede* și tare.

In asemenea condițiuni, oxidul azotic, NO, nu se mai descompune așa de ușor, dar se combină cu oxigenul și dă vapori roși de peroxid de azot NO_2, care cu apa dă NO_3H și NO_2H; iar în contact cu laptele de var, $Ca(OH)_2$, dă azotat și azotit de calciu.

$$2NO_2 + H_2O = NO_3H + NO_2H$$

Așa se prepară astăzi cantități foarte mari de azotat de calciu, care se întrebuințează în agricultură ca îngrășăminte și în industrie, pentru prepararea acidului azotic.

5. Rezumat. Din experiențele descrise mai sus și din multe altele asemănătoare scoatem următoarele încheieri relative la *influența factorilor* (temperatură, presiune, masă), ce influențează asupra fenomenelor de echilibru chimic (fenomene reversibile):

Dacă, în cazul unui fenomen de echilibru chimic, se ridică temperatura, se produce acea reacțiune care absoarbe căldură; dacă se coboară temperatura, se produce reacțiunea exotermică, adică accea care degajă căldură. Ridicarea temperaturii ajută fenomenul endotermic; scoborârea, pe cel exotermic.

Când reacțiunea se face cu micșorare de volum, creșterea presiunii ajută acea reacțiune; micșorarea presiunii împiedecă reacțiunea.

Micșorarea cantității unuia din corpurile gazoase sau lichide ce într'un fenomen de echilibru chimic alcătuesc un amestec omogen are de efect producerea unei noi cantități din acel corp.

In general se constată legea următoare [1]):

Când din afară se modifică într'un anumit sens factorii ce influențează un fenomen de echilibru, acel fenomen se schimbă așa, încât să sufere cât mai puțin de pe urma modificărilor exterioare, produse.

§ 33. Acidul azotic. Compușii oxigenați ai azotului.

1. Acidul azotic, NO_3H, se găsește în natură sub formă de azotați de sodiu, de potasiu și de calciu.

[1]) Această lege este foarte importantă și generală. *Trebue bine înțeleasă și memorizată.* Vom întâlni-o și în fenomenul topirii, al disolvării, al vaporizării, etc. Se numește *principiul acțiunii și al reacțiunii*.

Azotatul de amoniu se formează în atmosferă din azot, oxigen și apă, sub influența descărcărilor electrice.

2. Preparare. În industrie, acidul azotic se prepară în mai multe feluri.

a) Se tratează la cald azotatul de sodiu (salpetru de Chili) cu acid sulfuric concentrat și prin încălzire potrivită, acidul azotic distilează, iar sulfatul acid de sodiu rămâne în retortă. E metoda practică de pre-

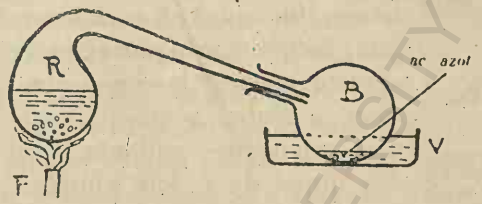


Fig. 92. Prepararea acidului azotic în laborator. Balonul B se acopere cu cârpe ude și reci.

parare a acizilor mai volatili decât acidul sulfuric (fig. 92).

$$NO_3Na + SO_4H_2 = SO_4HNa + NO_3H$$

b. Se mai prepară prin oxidarea azotului cu oxigenul atmosferic, în arcul electric (3500°) și oxidul NO_2, format se tratează cu apă sau cu lapte de var. Se obține acid azotic sau azotat de calciu.

$$2NO_2 + H_2O + O = 2NO_3H$$

c. Se oxidează la cald amoniacul cu ajutorul oxigenului și în contact cu buretele de platină.

$$NH_3 + 2O_2 = NO_3H + H_2O$$

Ultimele două metode sunt *adevărate sinteze* ale acidului azotic.

2. Proprietăți. Acidul azotic pur este un lichid incolor, mai greu decât apa; el *fumează* în aerul umed. Este solubil în apă. Fierbe la 86°, sub presiunea atmosferică, descompunându-se în parte. Sub influența luminii și căldurii se descompune adesea în felul următor:

$$2NO_3H = H_2O + 2NO + 3O$$

Oxidul azotic, NO, în contact cu oxigenul dă vapori bruni de peroxid de azot, NO_2. Aceştia se disolvă în lichid şi-l colorează în brun.

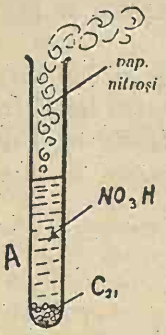


Fig. 93. Descompunerea acidului azotic de către metale

Acidul azotic ordinar din comerţ conţine multă apă (cam 32%) şi fierbe pe la 123°.

Pe lângă funcţiunea de acid, o însuşire chimică, caracteristică a acidului azotic este aceea de a fi *un oxidant foarte puternic, din cauză că se descompune uşor şi pune în libertate o parte din oxigenul său;* această uşoară descompunere este o urmare a slabei afinităţi dintre oxigen şi azot, elemente oxidante, deci asemenea din punct de vedere chimic.

Acidul azotic oxidează mai toate metalele (afară de aur şi de platină) şi le preface în azotaţi (fig. 93).

Oxidează şi multe metaloide ca sulful, fosforul, borul, cărbunele amorf, transformându-le în oxizi şi acizi. De asemenea oxidează şi materiile organice, căci acestea conţin carbon şi hidrogen, elemente reducătoare.

Experienţe. Dacă vârîm lână, piele, mătase, bumbac în acid azotic, aceste corpuri organice sunt oxidate şi se îngălbenesc. Dacă acidul este concentrat (fumegător), corpurile amintite ard. Tot asemenea a d cu flacără un băţ de lemn aprins sau o bucată de cărbune aprinsă, pe care le vârîm în acid azotic concentrat (fig. 94).

Zahărul, esenţa de terebentină sunt arse de acidul azotic concentrat [1]).

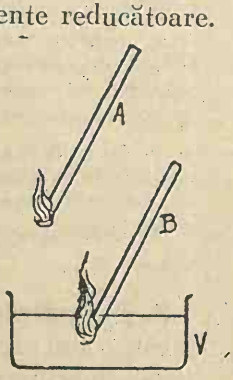


Fig. 94. Arderea cu flacără a lemnului în acid azotic concentrat.

Din cauză că acidul azotic este un oxidant *energic,* când lucrează asupra unui metal pentru a da un azotat, nu se degajă niciodată hidrogen, căci hidrogenul îndată ce e pus în libertate

[1]) Să se facă experienţele! Atenţiune!

este oxidat de acidul azotic și prefăcut în apă, iar acidul este redus.

$$2NO_3H + H_2 = 2H_2O + 2NO_2$$

Se desvoltă vapori bruni de peroxid de azot, NO_2.

In alte cazuri, reducerea acidului azotic de către hidrogenul proaspăt produs poate să conducă la hidrogenarea azotului sub formă de amoniac:

$$NO_3H + 4H_2 = 3H_2O + NH_3$$

Experiența se poate face încălzind ușor într'o eprubetă acid azotic din comerț, în care am pus bucățele de cupru, de plumb, de argint sau și de alte metale, cum este zincul.

Acidul azotic este un monoacid. Sărurile sale se numesc *azotați*, NO_3Na, $(NO_3)_2Cu$, etc. Toți azotații sunt solubili în apă și toți se descompun ușor prin încălzire, degajând oxigen și oxizi de azot. Sunt ca și acidul oxidanți puternici.

4. Intrebuințări. Acidul azotic se întrebuințează în industria materiilor explozibile, a materiilor colorătoare, la fabricarea acidului sulfuric.

Fiindcă acidul azotic disolvă cu ușurință cuprul, se întrebuințează la gravarea obiectelor de cupru. Sub formă de azotat se întrebuințează în agricultură ca îngrășământ.

In rezumat, acidul azotic e un acid energic, volatil, monoacid, puțin stabil și foarte oxidant.

5. Apa regală. Un amestec de acid azotic și de acid clorhidric se numește *apă regală*. Acest amestec desvoltă clor și de aceea se întrebuințează pentru a disolva aurul sau platina, metale ce nu sunt atacate separat de nici unul din acizii, ce alcătuesc amestecul [1]).

6. Compușii oxigenați ai azotului. Eliminând o moleculă de apă din două molecule de acid azotic se obține un corp incolor, solid la temperatura ordinară, numit anhidridă azotică sau pentoxid de azot:

$$2NO_3H - H_2O = N_2O_5$$

[1]) Apa regală este un amestec de compoziția următoare:

$$3HCl + NO_3H = 2H_2O + NOCl + Cl_2$$

Anhidrida azotică este un corp puțin stabil, căci este ca toți oxizii azotului o combinațiune endotermică.

Se cunosc cinci compuși ai azotului cu oxigenul: N_2O (protoxidul sau oxidul azotos), NO (bioxidul sau oxidul azotic), N_2O_3 (sescvioxidul sau anhidrida azotoasă), NO_2 (peroxidul de azot) și N_2O_5 (pentoxidul).

Toți acești oxizi ai azotului *sunt în general puțin stabili, se descompun ușor prin încălzire și toți sunt oxidanți.*

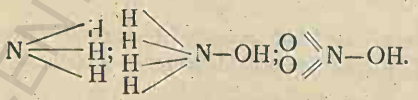
Oxidul azotic, NO, este singurul oxid ce se poate obține prin combinarea directă a azotului cu oxigenul. Fiind o combinațiune endotermică, nu se poate obține decât la temperaturi foarte înalte, peste 3000°, produse cu ajutorul arcului voltaic. Reacțiunea aceasta e folosită în industrie pentru a obține acid azotic și azotați cu ajutorul oxigenului și a azotului din aer (vezi paragraful precedent). Oxidul format la temperatură foarte înaltă se răcește repede până la o temperatură la care e stabil. La această temperatură (sub 1000°), venind în contact cu oxigenul aerului, se combină imediat cu acesta și dă NO_2, un gaz gălbuiu-roșietic, cu proprietăți oxidante energice.

Peroxidul NO_2 în contact cu apa dă acidul azotic și acidul azotos, conform reacțiunii:

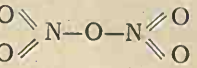
$$2NO_2 + H_2O = NO_3H + NO_2H$$

Observare 1. Oxizii azotului sunt un exemplu clasic de învederare a legii proporțiilor multiple.

Observarea 2. Atomul de azot este trivalent în amoniac și pentavalent în hidroxidul de amoniu, în acidul azotic și în azotați.



Anhidrida azotică, N_2O_5, are formula rațională următoare:



7. Exerciții. 1. *Dacă picurăm acid azotic fumant peste o soluție de hidrogen sulfurat dintr'o eprubetă, se produc vapori roșietici și se separă sulf. Explică fenomenul!*

2. Care din acizii învățați până aci sunt oxidanți, care e reducător?

§ 34. Circulaţia azotului în natură.

(Cetire)

A. Organismul plantelor şi al animalelor este alcătuit din numeroase materii ce conţin şi azot, pe lângă carbon, oxigen şi hidrogen. Azotul este deci un element indispensabil vieţii, cu toate că nici animalele, şi nici plantele [1]) nu pot să-l absoarbă şi să-l asimileze direct acest corp, aşa dela îndemână în aerul atmosferic. Azotul, fiind inert, intră cu greu în combinaţie cu alte elemente sau corpuri compuse. El intră şi se asimilează în organism numai ca combinaţiuni azotoase şi anume, plantele îi absorb din pământ, mai adesea sub formă de azotat de calciu, animalele ierbivore îl introduc în corpul lor luându-l dela plantele cu care se nutresc, iar carnivorele îl iau sub formă de materii organice azotate, din corpul ierbivorelor cu care se hrănesc.

Când viaţa încetează, substanţele din care sunt alcătuite organismele vii încearcă, sub influenţa oxigenului atmosferic, a apei, a căldurii şi a unor bacterii, o serie de prefaceri cunoscute sub numele de *putrezire*. In acest fenomen complex, carbonul organismelor este redat atmosferii, deci regnului mineral, sub formă de bioxid de carbon, oxigenul şi hidrogenul, sub formă de apă, iar azotul este eliberat în formă de diverse combinaţiuni, cari la urmă se reduc la amoniac şi câteodată se degajă şi ca element.

B. Azotul din pământ fiind mereu absorbit de către plante sub formă de azotaţi, este uşor de văzut că cu timpul acest pământ se va slei de azotaţi, iar într'un asemenea pământ sleit, plantele nu ar mai putea creşte. Indirect, nici animalele nu ar mai avea de unde să-şi agonisească cea mai mare parte din alimentele azotate, indispensabile existenţii. E nevoie deci să se reducă pământului azotul necesar sub formă de combinaţii asimilabile de către plante, în special sub formă de azotaţi. Aceasta se întâmplă pe mai multe căi.

1. Azotul atmosferic sub influenţa fulgerelor se combină cu oxigenul şi cu apa şi se preface în azotat de amoniu, care cu apa de ploaie ajunge în pământ. Ca azotat de amoniu sau de calciu este absorbit şi asimilat de către plante. Se socoteşte la vreo 400 milioane de tone azotul atmosferic, care în felul acesta ajunge în pământ, în fiecare an.

2. Amoniacul provenit din putrefacţiile organismelor, fiind în contact cu oxigenul din pământ şi cu unele bacterii din acesta, se oxidează şi se preface în acid azotic şi în cele din urmă în azotat de calciu [2]), direct asimilabil.

3. In sfârşit, pe rădăcinile unor plante leguminoase (trifoiu, lucernă, etc.) trăiesc, ca parazite, nişte bacterii, mulţumită cărora azotul din aer este asimilat de către acele plante.

C. Pe aceste căi, azotul ajunge din regnul mineral în cel vegetal şi apoi în cel animal. Fiindcă, obţinută numai prin mijloacele amintite, cantitatea de azot, sub formă asimilabilă, necesară nevoilor din ce în ce mai mari ale agriculturii, este neîndestulătoare, oamenii folosesc din ce în ce mai mult îngrăşăminte chimice, azotate. Printre acestea sunt:

1. *Gunoiul de vite* ale cărui materii azotate putrezind pun în libertate azotul sub formă de amoniac. Acesta e apoi în parte nitrificat de bacterii şi transformat în azotaţi, ce sunt direct asimilaţi de plante.

2. *Sulfatul de amoniu* care este de asemenea nitrificat de către bacterii. Se prepară în foarte mare cantitate în industrie.

3. *Azotatul de sodiu* sau *salpetru de Chili*.

---

[1]) Cu excepţia unor leguminoase care, sub influenţa unor bacterii, prefac azotul atmosferic în materii asimilabile.

[2]) Şi de potasiu, şi de sodiu, sub influenţa acestor baze metalice, ce se găsesc în pământ sub formă de carbonaţi şi de silicaţi.

4. *Azotatul de calciu de Norvegia* preparat în industrie ca și următorul: 5. *Varazotul* CN_2Ca, care sub influența apei se transformă în CO_3Ca și NH_3.

Ultimele două mijloace câștigă, pe zi ce trece, o importanță din ce în ce mai mare în agricultură.

§ 35. Fosforul (P). Chibrituri.

1. Proprietăți fizice. Fosforul *ordinar* sau *fosforul alb* este un corp solid, gălbuiu, translucid, cu înfățișarea cerei de albine. E mai greu decât apa. E așa de moale, încât se sgârie cu unghia. Este insolubil în apă, foarte puțin solubil în alcool; e ușor solubil în sulfură de carbon. Se topește pe la 44°.

2. Proprietăți chimice. *Fosforul este un metaloid.* Lăsat în aer se oxidează cu încetul, producând un fum alb și răspândind un miros de usturoiu; acest miros e datorit ozonului care se formează în acest fenomen. La întunerec, luminează tocmai din cauza oxidării sale lente. Acest fenomen de *luminescență*, fără ridicare simțitoare de temperatură, se numește *fosforescență* [1]).

Din cauza ușurinței cu care se oxidează și apoi se aprinde spontaneu, când e lăsat în aer, fosforul ordinar se păstrează în apă distilată și fiartă, adică din care s'a gonit aerul (fig. 95).

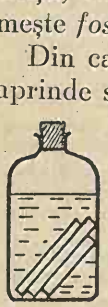


Fig. 95. Păstrarea fosforului în apă distilată, bine fiartă.

Fosforul este *foarte otrăvitor.* Arsurile produse de fosfor sunt foarte dureroase și se vindecă greu [2]).

Simbolul chimic al fosforului este P. Ponderea sa atomică este 31, iar molecula de vapori de fosfor este alcătuită din 4 atomi.

Experiență. Disolvăm puțin fosfor ordinar în sulfură de carbon. In această disoluțiune muiem o hârtie de filtru, pe care o lăsăm apoi să se usuce pe o cărămidă sau turnăm soluția într'un vas larg (fig. 96). Evaporându-se sulfura, fosforul, foarte fin pulverizat, rămâne liber și se aprinde imediat.

---

[1]) Acestui fenomen se datorește numele de *fosfor* (= purtător de lumină).

[2]) De aceea trebue mânuit cu foarte mare atenție. Se taie numai sub apă și numai în mici cantități.

Însușirea chimică caracteristică a fosforului este *oxidabilitatea sa,* adică ușurința cu care se combină cu oxigenul fie liber, fie din corpurile oxidante. De exemplu, încălzit cu acidul azotic, fosforul se oxidează și dă acid fosforic (PO_4H_3). *Fosforul este deci un metaloid reducător foarte energic.*

Fig. 96. Aprinderea fosforului ordinar în aer.

3. Compușii fosforului. El se combină direct cu clorul și cu ceilalți halogeni; dă PCl_3 și PCl_5, căci este ca și azotul trivalent și pentavalent. Cu oxigenul dă doi oxizi: P_2O_3 și P_2O_5. Acest din urmă corp se mai numește și *anhidridă fosforică* și este corpul cel mai avid de apă [1]). Se întrebuințează la uscarea gazelor din vase închise.

Anhidrida fosforică combinându-se cu apa dă acidul fosforic, PO_4H_3.

$$P_2O_5 + 3H_2O = PO_4H_3 \left[O = P \begin{matrix} \diagup OH \\ - OH \\ \diagdown OH \end{matrix} \right]$$

Acesta e un corp solid, solubil în apă. Are trei atomi de hidrogen ce pot fi înlocuiți prin metal. E un acid puternic și e mult mai stabil decât acidul azotic. De ce? Fosfații nu se descompun prin încălzire.

Mai sunt și alți acizi oxigenați de ai fosforului. Fosforul se mai combină cu sulful, cu hidrogenul și cu multe metale Dă fosfuri.

4. Fosforul roșu. Dacă încălzim fosforul ordinar în afară de contactul aerului (de ex. în azot), pe la 250° se transformă repede, *fără variație de greutate,* într'o altă varietate de fosfor, numită *fosfor roș.* Acest corp este insolubil în sulfura de cărbune, nu se oxidează ușor, nu e fosforescent și nici otrăvitor. Când arde în aer, și fosforul roș se preface în același oxid.

[1]) Să se facă experiențele!

P_2O_5. Vaporii de fosfor roş răcindu-se brusc dau fosfor ordinar. Vedem că fosforul ca şi sulful se prezintă în mai multe forme alotropice.

5. Starea naturală. Din cauza oxidabilităţii sale, fosforul nu se poate găsi liber în natură. In schimb se găseşte forte răspândit ca fosfat de calciu, deci ca oxid [1]). Tot ca fosfat de calciu se găseşte în oase [2]). Se mai găseşte în creier, în muşchi şi în nervi.

6. Preparare. Fosforul se prepară numai în industrie. Materia primă o formează fosfatul tricalcic: $(PO_4)_2Ca_3$. Corpul acesta se poate considera ca alcătuit din P_2O_5 şi $3CaO$. Incălzit într'un cuptor electric cu $3SiO_2$ (anhidridă silicică, nisip curat) şi cu cărbune, anhidrida silicică, *mai stabilă şi mai fixă*, îndepărtează din combinaţie anhidrida fosforică (corp volatil) şi dă $3SiO_3Ca$ sau $3SiO_2$, $3CaO$. Cărbunele la rândul său, *la temperatura foarte înaltă* a cuptorului, reduce P_2O_5 şi dă CO, gaz ce se degajă, şi fosfor, care distilează şi se condensează sub apă (fig. 97).

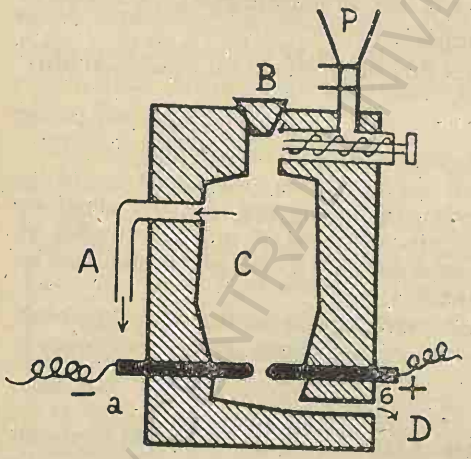


Fig. 97. Schiţa preparării fosforului în cuptorul electric.

7. Intrebuinţări. Sub formă de fosfaţi [3]), fosforul se întrebuinţează foarte mult ca îngrăşământ în agricultură, căci fosforul e un element indispensabil vieţii plantelor, care-l absorb din pământ. Sub formă de fosfaţi se întrebuinţează şi ca medicament întăritor.

7. Chibrituri. Fosforul se întrebuinţează la fabricarea chibriturilor. Chibriturile zise *suedeze* sunt alcătuite din beţişoare de

[1]) Se socoteşte că în mijlociu scoarţa pământului conţine cam una la mie, P_2O_5, sub formă de fosfaţi.
[2]) Cam 50%.
[3]) Fosfat biacid de calciu, solubil şi asimilabil de către plante: $(PO_4)_2H_4Ca$.

lemn uscat, prevăzute la capăt cu o gămălie făcută din materii arzătoare și oxidante. Pe capacul cutiei se aplică o pastă ce cuprinde fosfor roșu. Prin frecarea gămăliei de capac, se ia puțin fosfor roșu, care fiind încălzit și în contact cu oxidantul din gămălie se aprinde. In loc de fosfor se folosește adesea sulfură de fosfor.

8. Exerciții. *1. De ce anhidrida sulfurică, SO_3, și cea azotică, N_2O_5, sunt oxidanți, pe când anhidrida fosforică, P_2O_5, nu e oxidantă?*

2. De ce hidrogenul fosforat, PH_3, arde în aer, pe când NH_3 nu arde?

3. Arată că și metoda de preparare a fosforului intră în metoda generală!

4. Căldura de formațiune a anhidridei fosforice, P_2O_5, este 370 calorii mari, pe când a oxidului de carbon, CO, este numai 29,3 calorii mari. Cum se explică reducerea anhidridei fosforice cu ajutorul carbonului?

§ 35. Acidul fosforic și fosfații.

1. Acidul fosoric, PO_4H_3, se găsește în natură sub formă de fosfat de calciu, în mineralul numit *apatită*, care conține pe lângă fosfat și puțină clorură sau florură de calciu. Ca fosfat de calciu se găsește și în oasele animalelor vertebrate. Combinat cu unii compuși organici, acidul fosforic face parte din constituția unor substanțe ce joacă un mare rol în economia vieții organice, cum e materia nervoasă.

2. Preparare. Acidul fosforic se poate obține, dacă tratăm anhidrida fosforică cu apă caldă:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2PO_4H_3$$

In industrie, acidul fosforic se prepară în mare cantitate tratând fosfatul de calciu bine pulverizat, cu acid sulfuric diluat. E metoda de preparare economică a multor acizi: se tratează sarea cea mai eftină a acidului respectiv cu acidul sulfuric.

$$(PO_4)_2Ca_3 + 3SO_4H_2 = 2PO_4H_3 + 3SO_4Ca$$

Se formează sulfat de calciu insolubil, iar acidul fosforic rămâne disolvat în apă, de unde se obține prin concentrare.

3. Proprietăți. In stare perfect pură, acidul fosforic este un corp solid, cristalizat în formă de prisme transparente, ce absorb umezeală din aer, căci este foarte solubil în apă. In comerț se găsește mai mult în formă de soluție apoasă. Soluția sa

apoasă înroşeşte tinctura violetă de turnesol şi are un gust acru şi răcoritor.

Cristalii de acid fosforic se topesc uşor (+40°), iar lichidul ce rezultă nu este volatil. Incălzit, către 200° pierde o moleculă de apă din două molecule de acid şi se transformă într'o masă solidă, cristalină, solubilă în apă numit *acid pirofosforic*, ($P_2O_7H_4$). Acesta încălzit mai departe mai pierde apă şi se transformă într'o masă sticloasă, numită acid metafosforic, PO_3H.

Acidul fosforic, ca şi acizii ce se obţin dintr'însul prin încălzire, nu sunt otrăvitori.

Acidul fosforic este un corp stabil. Incălzit însă cu cărbune, la o temperatură înaltă, înafară de contactul aerului, acidul fosforic este redus. Se obţine fosfor, oxid de carbon, hidrogen şi apă.

Acidul fosforic conţine în molecula sa trei atomi de hidrogen ce pot fi înlocuiţi, total sau parţial, prin atomi de metal pentru a da trei feluri de săruri, numite *fosfaţi*. De exemplu, cu sodiul se pot obţine următoarele săruri: PO_4H_2Na, PO_4HNa_2 şi Po_4Na_3, care se numesc respectiv, fosfat monosodic, fosfat bisodic şi fosfat trisodic. Atomii de hidrogen din primele două săruri se mai pot înlocui cu atomi de metal. Acidul fosforic este deci un *triacid*.

4. Intrebuinţări. Acidul fosforic se întrebuinţează la facerea unor limonăzi, a unor cimenturi dentare şi în medicină (ca glicero-fosfat). In industrie se întrebuinţează la prepararea fosforului prin încălzire cu cărbuni, în vase închise.

5. Fosfaţi se numesc sărurile acidului fosforic. Fosfaţii sunt corpuri solide şi stabile la încălzire. Fosfaţii de sodiu, de potasiu, de amoniu şi fosfatul monocalcic, $(PO_4H_2)_2Ca$, sunt singurii fosfaţi solubili în apă; ceilalţi fosfaţi sunt insolubili în acest lichid. Fosfatul monocalcic este foarte mult întrebuinţat în agricultură ca îngrăşământ.

§ 37. Arsenicul (As).

1. Proprietăţi fizice. Arsenicul este ca şi fosforul un metaloid solid, care se prezintă în două stări alotropice: *arsenicul ordinar* sau *cristalizat* şi *arsenicul amorf*.

Arsenicul ordinar se prezintă în cristali *cu strălucire metalică*, de coloare cenuşie închisă, *sfărâmicioşi*.

Încălzit, sub presiunea atmosferică, se volatilizează, fără să se topească (sublimează). Numai sub presiuni mărite se poate topi.

Răcind repede vaporii de arsenic metalic (ordinar), se obține o varietate *metaloidică*, gălbue a arsenului, ce seamănă mult cu fosforul alb; e solubil în sulfura de carbon și e de trei ori mai ușoară decât arsenicul metalic.

2. Proprietăți chimice. Arsenicul se oxidează ușor în aerul umed; *e un reducător.* Se combină ușor cu halogenii, cu sulful și cu multe metale, cu care dă arseniuri. Ponderea sa atomică este 75.

Prn arderea arsenicului în aer se produce anhidrida arsenioasă sau trioxidul de arsen, As_2O_3, un corp alb care se prezintă în două stări alotropice: *sticloasă* și *porțelănoasă*. Prin oxidare cu acid azotic, anhidrida arsenioasă se transformă în acid arsenic (AsO_4H_3), un corp solid, asemănător acidului fosforic.

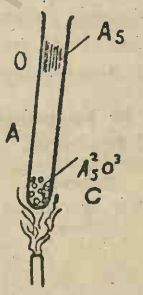


Fig. 98. Obținerea arsenului metalic din As_2O_3 și cărbune.

Experiență. Se încălzește într'un tubușor de sticlă, închis la un capăt, un amestec de anhidridă arsenioasă cu cărbune. Pe pereții tubului se formează o pată neagră, strălucitoare (o oglindă) de arsenic (fig. 98).

Prin încălzire, carbonul a redus anhidrida arsenioasă dând CO și As.

Experiență. Se pune într'o eprubetă de sticlă puțină anhidridă arsenioasă, o bucățică de zinc și se toarnă acid clorhidric concentrat. Se desvoltă un gaz cu miros displăcut, care aprins arde cu flacără palidă. Dacă turtim flacăra cu o farfurioară rece de porțelan, se formează pe aceasta o pată neagră (oglinda de arsenic metalic).

In această experiență, hidrogenul desvoltat din acidul clorhidric a redus anhihrida arsenioasă și s'a combinat separat și cu oxigenul, și cu arsenicul, cu care a dat hidrogen arseniat, un gaz incolor, rău mirositor, combustibil și foarte otrăvitor.

$$As_2O_3 + 6H = 2AsH_3 + 3H_2O$$

Prin încălzire, hidrogenul arseniat [1]) se descompune în hidrogen și în arsenic, iar acesta se depune sub formă de oglindă metalică.

3. Intrebuinţări. Arsenicul, anhidrida arsenioasă, hidrogenul arseniat sunt otrăvuri foarte puternice. Cu anhidrida arsenioasă se prepară otravă pentru șoareci. Combinaţiuni de arsenic se întrebuinţează din ce în ce mai mult în medicină, dar în doze foarte mici.

4. Starea naturală. In natură, arsenicul se găsește mai adeseaori combinat cu sulful (As_2S_3 și As_2S_2), ca sulfura de arsenic sau cu sulful și unele metale, ca sulfo-arseniuri, de exemplu, FeSAs (mispikel). Se găsește și ca oxid, As_2O_3, și foarte rar ca arsenic metalic.

In rezumat, arsenicul este un metaloid reducător ca și fosforul.

Exerciţiu. Acidul arsenic, AsO_4H_3, este un oxidant, pe când acidul fosforic nu este. Ce încheiere se scoate din acest fapt?
Hidrogenul arseniat, AsH_3, aprins arde în aer. De ce?

§ 38. Stibiul (Sb).

1. Stibiul sau antimoniul este un element ce prin unele din însușirile sale se apropie de metaloidele arsenic și fosfor, prin altele se apropie de metale. El stă, ca și alte câteva elemente, la hotarul dintre metaloide și metale, de aceea vom stărui puţin asupra lui.

2. Proprietăţi fizice. Stibiul este un corp solid, alb-albăstruiu, cu luciu metalic foarte pronunţat. Este bun conducător de căldură și de electricitate. Este greu și dur, se topește, este sfărâmicios ca arsenul și ca sulful; se poate pulveriza într'o piuliţă. Din această cauză, stibiul curat nu are nicio întrebuinţare. E foarte mult întrebuinţat aliat cu plumbul și cu staniul cu care formează un aliaj mult întrebuinţat, dur, ce prin solidificare își mărește puţin volumul, din această cauză se toarnă bine în tipare, căci le umple bine forma. Din acest aliaj se fac literile de tipar.

3. Proprietăţi chimice. Stibiul nu se oxidează în aer, ci își păstrează luciul metalic. Numai dacă e încălzit deasupra temperaturii sale de topire, se preface în sescvioxid, Sb_2O_3, o pul-

[1]) Este o combinaţie reducătoare și endotermică.

bere albă, puțin volatilă, analoagă ca constituție cu As_2O_3 și P_2O_3, dar nu are caracter de oxid acid, ci mai mult de oxid bazic, căci cu acizii puternici dă săruri de stibiu: clorură, azotat și sulfat. Aceste săruri însă nu sunt prea stabile; în contact cu apa se descompun (se hidrolizează) și dau un amestec de hidroxid de stibiu, $Sb(OH)_3$, sau SbO_2H și de sare de stibiu. Hidroxizii de stibiu au și caracter acid foarte slab, căci se combină cu bazele puternice de sodiu și de potasiu și dau *stibiți* sau *antimoniți*. Și aceste săruri ale oxidului acid sunt puțin stabile; apa le descompune.

Oxidat cu acid azotic concentrat, stibiul dă, ca și fosforul și arsenicul, un pentoxid, Sb_2O_5. Acest oxid superior are caracter de oxid acid; cu hidroxizii de sodiu și de potasiu dă săruri numite *stibiați* (antimoniați).

Cu clorul și cu sulful, stibiul dă câte două combinațiuni: $SbCl_3$ și $SbCl_5$, Sb_2S_3 și Sb_2S_5, iar cu hidrogenul dă hidrogen stibiat, SbH_3, un gaz asemănător cu hidrogenul arseniat, AsH_3, și cu hidrogenul fosforat, PH_3. Prin aceste combinațiuni se apropie deci de metaloide.

Acizii diluați nu atacă stibiul. Toate combinațiunile stibiului sunt otrăvitoare. Ponderea sa atomică este 122.

4. Întrebuințări. Stibiul se întrebuințează aliat cu plumbul, cu cositorul și cu alte câteva metale, la facerea unor aliaje.

5. Stare naturală și preparare. Fiind greu oxidabil, stibiul se găsește și nativ, și combinat. Cea mai importantă combinație naturală a stibiului este sulfura, Sb_2S_3, numită *stibină*. E principalul minereu de stibiu din care acest element se prepară în felul următor.

Stibina se prăjește în curent de aer, într'un cuptor special. Oxigenul aerului se unește și cu sulful, și cu stibiul; cu sulful dă SO_2, gaz ce se degajă, iar cu stibiul dă Sb_2O_3, un corp alb, foarte puțin volatil ce rămâne în cuptor. Sescvioxidul de stibiu se reduce încălzindu-l cu cărbune, în afară de contactul aerului și la o temperatură înaltă. Carbonul se unește cu oxigenul și dă oxid de carbon, CO, un gaz, iar stibiul rămâne liber.

După cum vom vedea mai departe, metoda de preparare a stibiului din minereul stibină se aplică în cazul preparării celor mai multe metale: se reduce oxidul metalic cu cărbune sau cu alt reductor mai energic.

6. Observare. Azotul (14), fosforul (31), arsenicul (75), stibiul (122) și elementul nestudiat, bismutul (Bi, 209), formează o *familie naturală de elemente*. Ele sunt și trivalente, și pentavalente. Densitatea lor crește în ordinea în care crește și pon-

derea atomică [1]). Afară de azot, *toate aceste elemente sunt reducătoare.*

Azotul şi fosforul au caracter net de metaloide, arsenicul prin unele însuşiri fizice se aseamănă puţin cu metalele. Caracterul metalic e din ce în ce mai pronunţat la stibiu şi mai ales la bismut. Oxizii inferiori ai bismutului au caracter bazic, cu acizii dau săruri puţin stabile.

§ 39. Borul (B).

1. Borul este un metaloid trivalent, ce se prezintă mai adeseaori sub formă de pulbere brună, castanie şi, practic, infuzibilă. Incălzit în aer arde şi dă anhidridă borică, B_2O_3, un corp solid, foarte stabil, căci borul este metaloidul cel mai reducător [2]).

Acidul azotic îl transformăm în acid boric, $B(OH)_3$.

2. Acidul boric. Cea mai importantă combinaţie a borului este *acidul boric.* Acesta se găseşte amestecat cu vaporii de apă, în *fumerole,* ce se degajă din pământ, în localităţile vulcanice din Toscana. Prin condensarea acestor vapori şi prin concentrarea apei, se separă acidul boric. Acesta este un corp solid, se prezintă în foiţe albe, mătăsoase, greu solubile în apă rece, uşor solubile în apă caldă şi în alcool. Soluţiile de acid boric sunt puţin antiseptice şi se întrebuinţează în medicină. E un acid *slab.*

Sărurile sale se numesc *boraţi* şi *sunt foarte stabile, chiar la temperaturi foarte înalte.*

3. Cea mai importantă sare a acidului boric este **boraxul,** un borat de sodiu.

Anhidrida borică, B_2O_3, este foarte stabilă şi are proprietatea de a disolva unii oxizi metalici şi dă cu ei colorăţiuni caracteristice. Din această cauză se întrebuinţează la lipirea metalelor şi la fabricarea smalţurilor, în olărie.

[1]) Vezi tabloul dela sfârşitul cărţii.

[2]) In combinarea borului cu oxigenul pentru a da B_2O_3 se degajă 310 calorii mari.

§ 40. Carbonul (C).

1. Starea naturală. Carbonul se găsește în natură și combinat, și în stare liberă.

Sub formă de combinații chimice se găsește ca bioxid de carbon, CO_2, în aerul atmosferic, în unele ape minerale gazoase și tot ca bioxid se degajă din unii vulcani și iese prin unele crăpături, din scoarța pământului.

Bioxidul de carbon se mai produce în fenomenul respirației plantelor și a animalelor, precum și în fenomenul putrezirii substanțelor organice. De asemenea se produce oridecâteori ard combustibile obișnuite care conțin carbon.

Sub formă de carbonat de calciu, carbonul este și mai răspândit. Munți întregi sunt alcătuiți din asemenea mineral. Se mai găsește și în formă de carbonat de magneziu, de fier, de plumb.

Corpul plantelor și al animalelor este alcătuit în mare parte din combinațiuni de ale carbonului.

Ca rămășițe fosile de ale plantelor, ce au trăit în epoce geologice mai noi, se găsesc în pământ numeroase varietăți de cărbuni fosili (antracit, huilă, lignit și turbă). Toate conțin mari cantități de carbon și de combinațiuni complexe de carbon cu hidrogenul, oxigenul, sulful și azotul, precum și săruri minerale.

Ca element aproape curat, carbonul se prezintă în trei varietăți alotropice, foarte diferite una de alta: *diamantul, grafitul* și *carbonul amorf*.

2. Diamantul e piatra cea mai prețioasă.

Insușirile care-l fac să fie întrebuințat ca piatră prețioasă sunt următoarele: e cel mai *dur dintre* corpuri; el le sgârie pe toate celelalte corpuri. Diamantul are o strălucire particulară, *adamantină*, nu metalică; dispersează energic razele de lumină ce-l străbat și aceasta e cauza *focurilor* sale, cărora în deosebi se datorește prețuirea diamantului, cu deosebire când e bine tăiat și șlefuit. El se șlefuește cu propria sa pulbere, căci este sfărâmicios.

Fig. 99. Dodecaedru romboidal, formă cristalină adesea întâlnită la diamant.

Diamantul cristalizează în forme ce aparțin sistemului cubic (Fig. 99).

E rareori perfect incolor și transparent; mai adesea diamantul se găsește colorat diferit. Când e colorat în negru se numește

carbonado şi se întrebuinţează la tăiatul sticlei şi la facerea sfredelor şi ferestraelor cu care se găuresc stâncile.

Originea diamantului pare a fi vulcanică. Se găseşte în Indii, în Brazilia şi în Africa de Sud.

Diamantul nu se topeşte nici la temperatura arcului voltaic. Are densitatea 3,5 şi e rău conducător de căldură şi de electricitate. Este insolubil în toţi disolvanţii obişnuiţi; e solubil la temperaturi înalte, în unele metale topite, cum e fierul topit [1]).

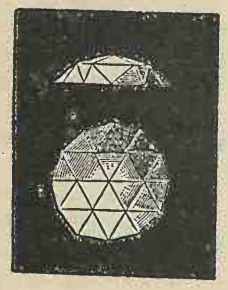


Fig. 100. Diamant tăiat în rozetă.

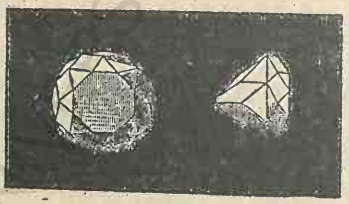


Fig. 101. Diamant tăiat în briliant.

Prin încălzire la temperatură înaltă, diamantul se preface în varietatea alotropică, numită *grafit.*

Prin încălzire în oxigen sau în aer, către 800°, diamantul arde şi se preface în bioxid de carbon, CO_2, un gaz ce turbură apa limpede de var.

3. Grafitul este cu totul diferit de diamant. El are luciu metalic, e cenuşiu şi unsuros la pipăit. E aşa de moale, că se sgârie cu unghia. Deşi are structura cristalină, grafitul nu este cristalizat. Grafitul e bun conducător de căldură şi de electricitate. Are densitatea 2,1—2,3.

Este *infuzibil* ca şi diamantul şi în aer arde; ca şi

[1]) *Moissan*, un chimist francez, a obţinut cristali foarte mici de diamant (0,5 mm. grosime), disolvând în fier topit, la temperatura foarte înaltă a cuptorului electric, carbonul amorf, obţinut prin calcinarea zahărului. Prin răcirea bruscă a masei topite, se separă în aceasta mici cristali de diamant. Aceştia însă nu se folosesc.

acesta dă tot bioxid de carbon. Încălzit la temperatura arcului voltaic, 3500°, se volatilizează fără a se topi.

Grafitul se găseşte în Siberia, în Ceilan, în Canada. Se prepară şi artificial încălzind cărbune amorf, în cuptorul electric sau disolvând acest cărbune în fier topit.

Din cauză că e moale şi lasă urme pe hârtie, se întrebuinţează la facerea creioanelor. Fiind foarte greu fuzibil se întrebuinţează la facerea creuzetelor refractare. Amestecat cu uleiu, serveşte la ungerea maşinilor, la acoperirea tiparelor galvanoplastice.

4. Carbonul amorf se găseşte în multe varietăţi de cărbune mai mult sau mai puţin pure. Cel mai curat carbon amorf este carbonul obţinut prin calcinarea zahărului.

Carbonul amorf este negru, infuzibil ca şi varietăţile cristalizate. Prin încălzire la temperatură înaltă se preface în grafit. Densitatea lui variază, după cum e mai mult sau mai puţin curat.

Carbonul amorf este uşor combustibil; arzând într'o cantitate suficientă de aer sau de oxigen dă tot bioxid de carbon, CO_2.

5. Principalele varietăţi de carbon amorf sunt următoarele:

a. *Negrul de fum* se obţine arzând într'un curent slab de aer unele materii organice combustibile, în deosebi unele uleiuri, reşini, arbuşti ce cresc în China (fig. 102). Se întrebuinţează la fabricarea colorilor negre, a cernelei de tipar, a tuşului.

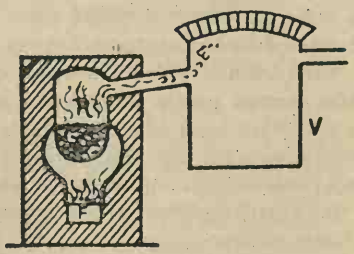


Fig. 102. Prepararea negrului de fum.

b. *Cocsul şi cărbunele de retortă* se obţin prin distilarea uscată, în vase închise, a huilei pentru prepararea gazului de iluminat. In retortă rămâne cocsul, pe pereţii superiori ai retortei se depune un cărbune de fum dur şi dens, numit

cărbune de retortă. Ambele varietăți sunt bune conducătoare de căldură și de electricitate. Din această cauză cărbunele de retortă este întrebuințat în electricitate ca conductor (polii elementelor galvanice, electrozi, etc.).

Cocsul se întrebuințează în metalurgie ca combustibil și ca reductor.

c. Cărbunele de lemn sau *mangalul* se obține prin distilarea uscată a lemnului. Aceasta se face fie în grămezi (în mod primitiv, fig. 103), când în parte unele materii combustibile din lemn ard și rămâne mangalul; fie în vase închise. In acest din urmă caz se obțin, ca și în cazul distilării huilei, și diferite produse folositoare.

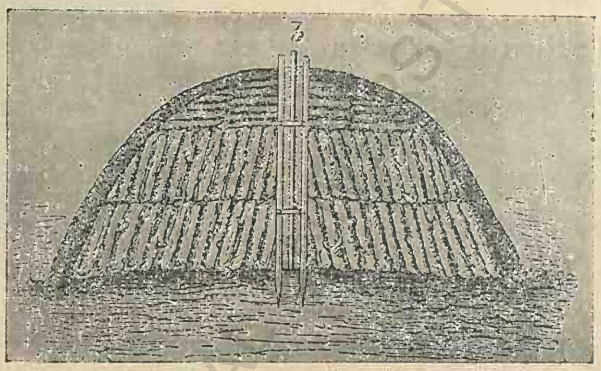


Fig. 103. Prepararea mangalului.

Cărbunele de lemn se întrebuințează ca combustibil și la fabricarea pulberii de vânat. Fiindcă este foarte poros, absoarbe în porii săi cantități foarte mari de gaze [1]). Din această cauză se întrebuințează la facerea unor filtre pentru purificarea apei.

Un cărbune de lemn special, obținut din *nuca de cocos*, posedă această putere absorbantă într'un grad cu totul deosebit, cu deosebire când este răcit la temperatura aerului lichid. Din această cauză se întrebuințează la facerea unui vid mai înaintat decât cel obținut cu mașinile pneumatice.

d. Negrul animal sau *cărbunele de oase* se obține prin calcinarea oaselor în vase închise, în afară de contactul aerului. Are o putere absorbitoare foarte mare pentru gaze și în special pentru materiile colorătoare din lichide. Din această cauză

[1]) *Experiență.* Apa stătută și rău mirositoare (în care s'au ținut flori) încălzită cu puțin cărbune sau pulbere de mangal, își pierde mirosul

se foloseşte la filtrarea apei de băut, la decolorarea soluţiilor [1]) de zahăr brut.

Cărbunele de oase conţine în foarte mare cantitate fosfat de calciu şi de aceea, după ce nu se mai poate folosi ca absorbant,

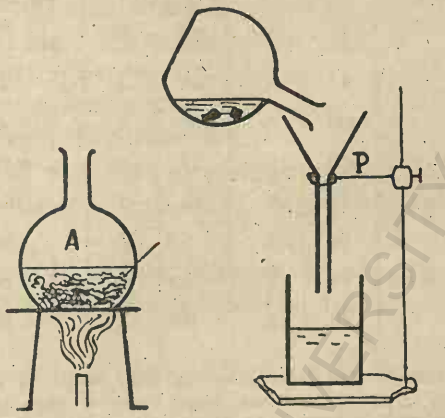


Fig. 104. Cărbunele de oase are o putere absorbitoare foarte mare pentru gaze şi în special pentru materiile colorătoare.

se întrebuinţează fie ca îngrăşământ fosfatat, fie la prepararea fosforului.

6. *Observarea 1.* Puterea absorbantă extraordinar de mare ce o are cărbunele de oase se datoreşte faptului următor: Oasele conţin în cea mai mare parte substanţe minerale: fosfat şi carbonat de calciu. Prin calcinare, aceste substanţe minerale se pulverizează foarte fin, în formă de cenuşă, şi cărbunele amorf rezultat din calcinarea materiei organice se repartizează pe suprafaţa acestor mici pulberi minerale. Din această cauză prezintă o suprafaţă foarte mare.

La cărbunele de lemn, suprafaţa este relativ mai mică, totuşi este destul de mare, căci mangalul păstrează încă scheletul celulelor şi fibrelor vegetale ale lemnului.

Un cm.c. de mangal absoarbe 90 cm.c. de amoniac, 55 cm.c. de hidrogen sulfurat, 35 cm.c. de bioxid de carbon.

Experienţă. Dacă trecem amoniac gazos printr'un tub plin cu mangal pisat, nu se mai recunoaşte la celălalt capăt al tubului prezenţa amoniacului, cu ajutorul fumurilor de clorură de amoniu, produse de acidul clorhidric.

Observarea 2. Niciuna din varietăţile de carbon amorf descrise aci nu este carbon curat. Toate conţin urme de substanţe minerale, produse în timpul calcinării. Acestea formează cenuşa. Chiar în cărbunele de fum, care nu are cenuşă, există cantităţi variabile de oxigen şi de hidrogen.

---

[1]) *Experienţă.* Într'un balonaş cu vin roşu (sau apă colorată cu o coloare de anilină) punem puţin negru animal, încălzim şi apoi filtrăm. Lichidul filtrat este incolor.

59712 — 1935. — G. A. Dima, Chimia, cl. V-a sec. — 11.

Observarea 3. Tabloul alăturat ne arată, *în mijlociu*, compoziția diverșilor combustibili uscați, ce conțin carbon organic, precum și puterea calorifică socotită pentru un kilogram de combustibil.

Combustibil	Abstracție se face de apă și de cenușă				Puterea calorifică în calorii mari
	C	H	O	N	
Lemn	45	6	48	1	4000
Turbă	60	6	32	2	4200
Lignit	70	5	24	1	4000 - 5000
Huilă	82	5	12	1	7000—8000
Antracit	94	3	1,3	—	8000
Cărbune de lemn	95	1,7	2,4	—	8000
Cocs	96	1,7	2,5	1	6900

Mine de cărbuni de pământ se găsesc în multe locuri, în Țara noastră. Antracit și huilă se găsește în Banat. Lignit se găsește în valea superioară a Jiului, la Petroșani și Lupeni, la Șotânga (Dâmbovița), la Comănești și Căiuț (Bacău) și în multe alte locuri.

7. Proprietăți fizice comune. O însușire fizică comună celor trei varietăți alotropice de carbon este infuzibilitatea. Nici chiar la temperatura arcului electric, 3500°, sub presiunea atmosferică, nu s'a putut topi cărbunele. La această temperatură înaltă, carbonul se vaporizează fără a se topi.

Toate varietățile de carbon sunt insolubile în disolvanții obișnuiți. Am văzut că la temperaturi înalte se disolvă în fier și în alte metale topite.

8. Proprietăți chimice. Carbonul este un corp simplu și anume, un metaloid (C). Ponderea sa atomică [1]) este 12. Oricare varietate de carbon încălzită în aer sau în oxigen, la o temperatură convenabilă [2])

[1]) Vom vedea cum se poate determina această pondere atomică folosind datele experimentale.

[2]) Cam 500° pentru varietățile amorfe, 650° pentru grafit și 800° pentru diamant.

se aprinde şi combinându-se cu oxigenul arde cu flacără şi se preface în bioxid de carbon, CO_2, un gaz ce nu arde, nu întreţine arderea şi turbură apa limpede de var.

Fenomenul combinării carbonului cu oxigenul este întovărăşit de o mare desvoltare de căldură: cam 97 calorii mari [1]) pentru o moleculă-gram de bioxid de carbon sau aproximativ 8000 calorii mari pentru fiecare kilogram de carbon ars.

Carbonul este deci un element combustibil şi un reducător energic, căci are mare afinitate pentru oxigen [2]).

Aceasta e însuşirea chimică de căpetenie şi caracteristică a carbonului, mai ales din punct de vedere practic.

Pentru toate celelalte elemente, carbonul are foarte slabă afinitate.

Deşi este un reducător energic, carbonul nu se combină *direct* cu niciunul din celelalte elemente oxidante (F, Cl, Br, I). Cu azotul se combină numai la temperatura arcului voltaic şi dă *cianogen*, C_2N_2, un gaz.

Cu sulful se combină la o temperatură înaltă şi dă sulfura de carbon, CS_2, corp lichid, analog bioxidului de carbon ca constituţie chimică, dar *endotermic* ca şi cianogenul şi de aceea foarte uşor de descompus: *este combustibil şi foarte uşor inflamabil.*

Cu hidrogenul, carbonul se combină sub influenţa căldurii arcului electric şi dă un amestec de hidrocarburi, alcătuit aproape în totalitate din acetilen, C_2H_2. Încălzit în hidrogen, sub presiune de vreo două sute de atmosfere, carbonul fixează hidrogenul şi se

---

[1]) Cele trei varietăţi de carbon combinându-se cu oxigenul desvoltă cantităţi *diferite* de căldură. Diamantul degajă 95,6 calorii mari; grafitul 94,3; carbonul amorf, 97,6. Cele trei varietăţi alotropice posedă deci cantităţi diferite de energie chimică.

[2]) Când temperatura este peste 800° sau oxigenul este în cantitate insuficientă, se formează oxid de carbon, CO, în loc de bioxid, CO_2.

obține un amestec fluid de gaze și de lichide, asemănător petrolului.

Deși este metaloid, carbonul se combină foarte greu și cu metalele; numai cu unele din ele și numai la temperatura arcului electric. Se produc diverse *carburi;* unele din acestea tratate cu apă dau hidroxidul metalic și hidrocarburi (Al_4C_3, CaC_2, etc.).

Cele mai importante combinațiuni directe ale carbonului sunt cele cu oxigenul, CO și CO_2, și cu sulful [1]), CS_2.

Indirect, carbonul se combină cu foarte multe elemente și dă un număr *extraordinar de mare* de combinațiuni. Cele mai multe din acestea nu conțin decât patru elemente: C,O,H și N. Toate se numesc *combinațiuni organice* și cu studiul lor se ocupă o parte specială a chimiei, numită *chimia organică.*

8. Întrebuințări. Proprietatea chimică cea mai însemnată a carbonului și pe care se întemeiază principalele sale întrebuințări este *afinitatea sa pentru oxigen.* Dintre toate elementele *solide,* uzuale, ce se combină direct cu oxigenul, carbonul degajă cea mai mare cantitate de căldură. Un kilogram de carbon, arzând în oxigen, desvoltă cam 8000 de calorii mari [2]).

---

[1]) Sulfura de carbon se folosește ca disolvant în deosebi pentru iod, sulf, fosfor și multe materii organice, grăsimi, etc.

[2]) Un kilogram de sulf degajă 2200 calorii mari, când arde în oxigen și dă SO_2. Un kilogram de hidrogen arzând pentru a da 9 kilograme de apă desvoltă 29000 calorii, deci mai mult decât carbonul, dar hidrogenul este gaz.

Observare. Cărbunele este preferat ca reducător altor elemente, cari, deși când ard produc pentru o moleculă-gram de oxid o cantitate de căldură mai mare decât căldura corespunzătoare formării bioxidului de carbon (CO_2), dar acele elemente sunt *mult mai scumpe* (P, B, K, Na, Ca, Mg, Al), iar pe de altă parte oxizii formați sunt corpuri *solide* și deci se amestecă cu corpurile simple ce voim să le obținem, pe când oxizii de carbon sunt gaze.

Faptul că, deși metaloid, carbonul nu se combină decât cu unele metale și numai la temperaturi *foarte înalte,* este încă o proprietate avantajoasă pentru folosirea carbonului ca reducător în metalurgie, spre a pune în libertate metalele din combinațiile lor cu oxigenul.

Această *energie disponibilă* [1]), înmagazinată în molecula de carbon, este folosită în industrie, în două scopuri:

a. *Pentru a produce lucru mecanic* sau energie de mişcare (diverşii motori termici sunt alimentaţi cu carbon sau cu combinaţii de ale carbonului).

b. *Pentru a reduce unii oxizi metalici şi a pune în libertate metalul corespunzător.* Cărbunele se uneşte cu oxigenul oxidului şi dă, după împrejurări, CO sau CO_2 [2]). El este reductorul industrial cel mai des întrebuinţat, fiindcă este *şi ieftin, şi energic.*

Experienţe. Se încălzeşte într'o eprubetă de sticlă greu fuzibilă un amestec pulverulent de oxid de cupru şi de cărbune. Se degajă bioxid de carbon şi în eprubetă rămâne cupru metalic, pulverulent (fig. 105).

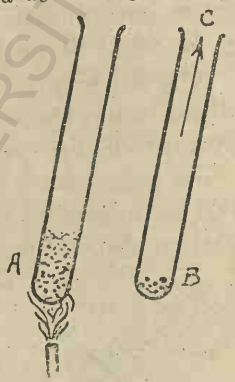


Fig. 105. Reducerea oxizilor metalici cu cărbune.

$$2CuO + C = CO_2 + 2Cu$$

Acelaşi rezultat se obţine încălzind oxid de plumb, de staniu, de mercur.

Oxidul de zinc, ZnO, nu este redus de cărbune decât la o temperatură mai înaltă şi de aceea operaţia trebue făcută în retorte de gresie şi în afară de contactul aerului. Se formează CO şi zinc metalic.

$$ZnO + C = CO + Zn$$

Oxidul de calciu, varul nestins, încălzit cu cărbune în cuptorul electric, adică la o temperatură foarte înaltă, dă *carbură de calciu* şi oxid de carbon.

$$CaO + 2C = C_2Ca + CO$$

c. *Conductibilitatea electrică şi infuzibilitatea cărbunelui de retortă şi a grafitului* unite cu inatacabilitatea chimică a acestor corpuri le fac să fie foarte mult

[1]) Se numeşte *energie* capacitatea corpurilor de a produce lucru mecanic. Căldura în maşinile termice produce lucru mecanic; este o formă de energie. Carbonul şi oxigenul când se combină degajă căldură, adică energie. Zicem că au *energie chimică*. Bioxidul de carbon are *mai puţină energie* decât carbonul şi oxigenul necombinate.

[2]) Când combinarea se face la o temperatură înaltă sau în prezenţa a unei cantităţi insuficiente de oxigen, se produce oxid de carbon, CO.

întrebuinţate în electrotehnică, la facerea electrozilor din cuvele electrolitice şi din cuptoarele electrice, pentru obţinerea de temperaturi înalte.

Mulţumită temperaturii foarte înalte din arcul electric s'au putut realiza multe şi însemnate progrese şi în ştiinţă, şi în tehnică. Aceasta e *a treia întrebuinţare practică,* foarte importantă şi specifică a cărbunelui.

§ 41. Bioxidul şi oxidul de carbon. Sulfura de carbon.

1. Carbonul combinându-se cu oxigenul dă naştere, după împrejurări, la doi oxizi: *oxidul de carbon,* CO, şi *bioxidul de carbon,* CO_2, sau *anhidrida carbonică.*

Oxidul se produce când carbonul arde într'o cantitate insuficientă de aer sau de oxigen sau când temperatura e superioară celei de 800°.

La temperaturi mai joase şi în prezenţa unei cantităţi suficiente de oxigen se produce numai bioxid de carbon din arderea acestuia.

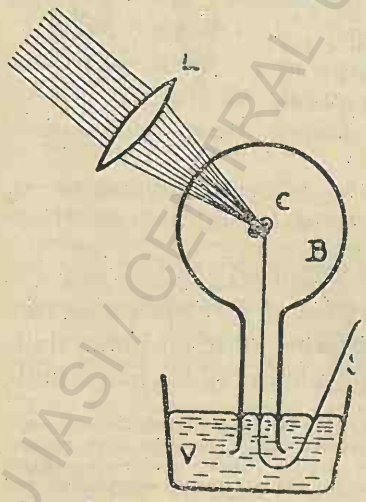


Fig. 106. Experienţa lui Lavoisier. În balonul B plin cu oxigen arde cărbunele C.

2. Determinarea ponderii atomice a carbonului. Fiindcă şi carbonul, şi oxizii de carbon sunt corpuri ce joacă un mare rol şi în natură, şi în viaţa plantelor şi a animalelor, şi în industrie, vom stărui ceva mai mult asupra acestor oxizi.

Experienţa lui Lavoisier. Acest mare chimist francez a concentrat cu o lentilă razele soarelui asupra unei cantităţi suficiente de cărbune pur, aşezat în mijlocul unui balon de sticlă, plin cu oxigen pur şi întors cu gura într'un vas cu mercur. (Fig. 106).

După terminarea combinaţiunii şi răcirea aparatului s'a constatat că volumul gazului nu s'a schimbat. E dovadă că un volum de bioxid de carbon conţine un volum egal de oxigen.

Fiindcă un litru de bioxid de carbon cântăreşte 1,97 grame, pe când un litru de oxigen cântăreşte 1,43 grame, urmează că într'un litru de bioxid de carbon la 3,42 grame de oxigen se găsesc 0,54 grame de carbon; adică la 3 părţi carbon sunt 8 părţi oxigen.

Experiență. Trecând bioxid de carbon uscat peste cărbune de lemn, puș într'o țeavă de fier și încălzit până la roșu alb (peste 1300°), se obține un alt oxid de carbon, gaz combustibil. Pentru fiecare volum de bioxid se obține două volume de oxid de carbon. Un litru de oxid de carbon cântărește 1,25 grame.

Experiență. Într'un eudiometru se introduce *două volume* de oxid de carbon și *un volum* de oxigen și apoi cu ajutorul unei scântei electrice se aprinde amestecul. Se produc *două volume* de bioxid de carbon. Fiindcă în doi litri de bioxid de carbon se găsesc $2 \times 1{,}43$ grame de oxigen și $2 \times 0{,}54$ grame de carbon, urmează că într'un litru de oxid de carbon se găsește 0,54 gr. de carbon și 0,715 gr. de oxigen; adică în oxidul de carbon la 3 părți de carbon se găsesc numai 4 părți de oxigen.

Dacă admitem că în oxidul de carbon se află *un* atom de carbon combinat cu *un* atom de oxigen, atunci urmează că ponderea atomică a carbonului este 12. În adevăr:

$$\frac{3}{4} = \frac{x}{16};\ x = \frac{48}{4} = 12$$

Formula oxidului de carbon este prin urmare CO; a bioxidului, CO_2.

La aceleași formule mai ajungem și pe altă cale. Un litru de hidrogen cântărește aproape 0,09 grame; prin urmare *un* volum de oxid de carbon este de 14 ori mai greu; *un* volum de bioxid de carbon de 22 ori mai greu decât *un* volum *egal* de hidrogen.

Fiindcă admitem că în volume egale de gaze diferite, simple sau compuse, în aceleași condițiuni de temperatură și de presiune, se găsesc *același număr de molecule (legea lui Avogadro)* și fiindcă ponderea moleculei de hidrogen, raportată la greutatea atomului de hidrogen, este *doi*, urmează că ponderea moleculei de oxid de carbon este 28, a moleculei de bioxid este 44. Fiindcă în molecula de oxid de carbon (28) nu poate fi decât *un singur* atom de oxigen, *dacă admitem* că nu există mai mult decât un singur atom de carbon, atunci ponderea atomică a carbonului este 28—16=12.

Deci, formula chimică a oxidului de carbon este CO. Ca o urmare logică, formula bioxidului de carbon este CO_2.

3. Proprietăți fizice. Bioxidul de carbon este un gaz incolor, inodor; este odată și jumătate mai greu decât aerul (fig. 107), de aceea se poate turna dintr'un vas în altul înlocuind aerul și se poate culege într'un vas așezat cu gura în sus, prin înlocuirea aerului (fig. 107).

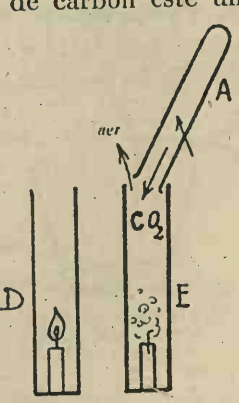


Fig. 107. Bioxidul de carbon e mai greu decât aerul. Nu întreține arderea.

Bioxidul de carbon este solubil în apă. Un volum de apă disolvă un volum de bioxid de carbon. Cantitatea de gaz disolvată în apă crește cu presiunea. Apa gazoasă nu este altceva decât o so-

luție de bioxid de carbon în apă, soluție făcută sub o presiune de câteva atmosfere (fig. 108).

Prin comprimare, chiar la temperatura ordinară, bioxidul de carbon se lichefiază ușor. Ca lichid se dă în comerț în cilindri de oțel (fig. 109). Prin evaporarea repede a bioxidului de carbon lichid, se produce o scădere de temperatură suficientă, ca să solidifice gazul. Se obține un corp cu aspectul zăpezii: *zăpada carbonică*. Aceasta sub presiunea atmosferică se vaporizează, fără să se topească.

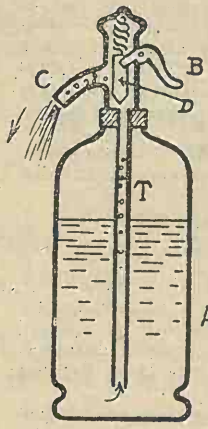


Fig. 108. Sifon cu apă gazoasă.

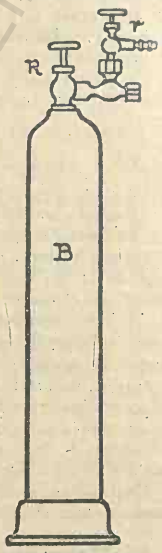


Fig. 109. Recipient pentru bioxid de carbon lichid.

Experiență. Într'un vas de sticlă se toarnă puțin eter sau alcool, se adaugă câteva picături de mercur și apoi se pune puțină zăpadă carbonică (fig. 110). Se produce o scoborîre de temperatură suficientă să solidifice mercurul.

4. Proprietăți chimice. Bioxidul de carbon, CO_2, *este o combinație foarte stabilă.* El nu se poate oxida mai mult, de aceea nu arde și fiind stabil nici nu întreține arderea, deși are mult oxigen. Un chibrit aprins, introdus în vase cu CO_2, se stinge. Nu întreține nici viața. Un aer prea încărcat cu bioxid de carbon devine nerespirabil, produce amețeli și cu timpul moartea.

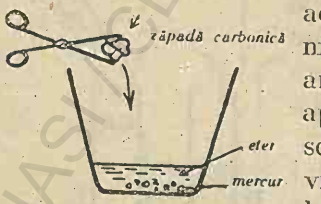


Fig. 110. Solidificarea mercurului prin răcirea provocată de zăpada carbonică.

Soluția apoasă de bioxid de carbon are gust acrișor, înroșește puțin turnesolul. Are deci slabe proprie-

tăți acide. Se admite că conține în cantitate mică compusul CO_3H_2, acidul carbonic, care însă nu s'a putut separa până acum în stare de libertate, căci se descompune imediat în CO_2 și H_2O.

5. Acidul carbonic este un *acid biacid*, căci are doi atomi de hidrogen ce pot fi înlocuiți prin metal. Sărurile sale se numesc *carbonați*[1]).

Unul din cei mai răspândiți este carbonatul neutru de calciu, CO_3Ca. Acest corp insolubil în apă se separă sub formă de precipitat alb, când trecem bioxid de carbon în apă de var[2]). Aceasta conține hidroxid de calciu, $Ca(OH)_2$, în soluțiune. Reacțiunea este următoarea:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CO_3Ca + H_2O$$

Pe lângă carbonați neutri se mai cunosc și carbonați acizi sau *bicarbonați*, numiți așa pentrucă la o aceeași cantitate de metal (de bază) au de două ori mai mult acid. Bicarbonatul de calciu are formula $(CO_3H)_2Ca$.

Experiență. *Trecem un curent de CO_2, prin apă de var limpede. Se formează un precipitat alb de carbonat de calciu. Dacă continuăm să trecem curentul de CO_2, precipitatul se redisolvă și soluția se limpezește.* In soluție s'a format bicarbonat de calciu, care e solubil (Fig. 111).

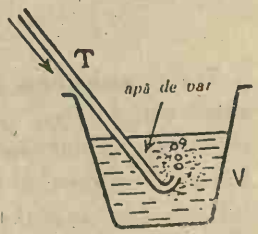


Fig. 111. Turburarea apei de var produsă de bioxidul de carbon. Redisolvarea precipitatului.

Incălzind soluția de bicarbonat de calciu, aceasta se turbură iarăși, căci bicarbonatul se descompune: CO_2 se degajă în aer, iar carbonatul neutru se precipită.

$$(CO_3H)_2Ca = CO_3Ca + CO_2 + H_2O$$

Din această cauză apele naturale, ce conțin bicarbonat de

[1]) Afară de carbonații metalelor alcaline (sodiul, potasiul, etc.), ceilalți se descompun prin încălzire în CO_2 și oxid metalic.

[2]) Zicem că bioxidul de carbon turbură apa de var. Așa se recunoaște că acest gaz se află și în aerul expirat din plămânii noștri. Fă experiența!

calciu, se turbură prin încălzire. Fenomenul acesta se constată foarte des cu apele de izvoare.

6. Bioxidul de carbon este o combinație foarte stabilă, totuși la o temperatură foarte înaltă (către 2000°) se descompune (se disociază) în parte, în CO și O, întocmai după cum am văzut că se disociază vaporii de apă: $H_2O \rightleftarrows H_2 + O$.

Dacă reacția se petrece într'un spațiu închis, se ajunge la o stare de echilibru chimic, căci fenomenul este reversibil:

$$CO_2 \rightleftarrows CO + O$$

Deși bioxidul de carbon este o combinație exotermică, totuși poate fi redus de unele metale care, combinându-se cu oxigenul, degajă pentru o moleculă-gram de oxid mai multă căldură decât carbonul. Așa e cazul cu potasiul, cu sodiul, cu magneziul, cu aluminiul.

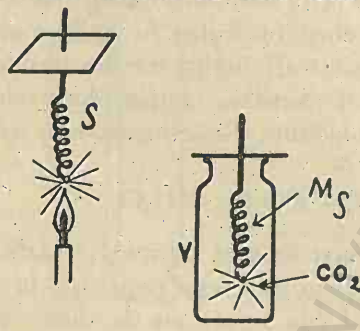


Fig. 112. Arderea magneziului în bioxid de carbon (reducerea bioxidului de carbon de către magneziu).

Experiență. *Introducem repede, într'un vas plin cu bioxid de carbon gazos, o panglică de magneziu aprinsă la un capăt. Magneziul continuă să ardă în bioxidul de carbon, pe care-l reduce în stare de carbon pulverulent. Se formează MgO.* [1]).

$$CO_2 + 2Mg = 2MgO + C$$

7. Prepararea bioxidului de carbon. Pentru prepararea bioxidului de carbon sau a anhidridei carbonice se folosește sarea sa cea mai ieftină, *carbonatul de calciu*, CO_3Ca (fig. 113). Aceasta se descompune fie prin încălzire (în industria varului), fie prin acțiunea unui acid, cum este acidul clorhidric (în laborator)

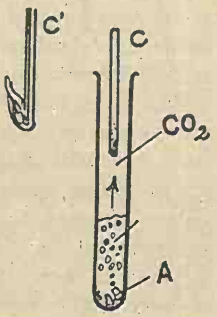


Fig. 113. Scoaterea bioxidului de carbon din carbonat de calciu (A).

[1]) Reacția $Mg + O = MgO$ produce 143 calorii mari pentru o moleculă-gram de MgO. Reacția $C + O_2 = CO_2$ produce numai 97,6 calorii mari. Prin urmare reacția $CO_2 + 2Mg = MgO + C$ este foarte exotermică, de aceea se produce la temperaturi puțin înalte.

sau cel sulfuric diluat (în industrie) (fig. 114). Aceste din urmă reacţii se exprimă aşa:

$$CO_3Ca + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$
$$CO_3Ca + SO_4H_2 = CaSO_4 + CO_2 + H_2O$$

Descompunerea carbonatului de calciu cu ajutorul căldurii se exprimă prin egalitatea:

$$CO_3Ca = CO_2 + CaO$$

Amestecat cu aer, bioxidul de carbon se mai culege din gazele ce se degajă din cuptoarele în care se ard cărbunii.

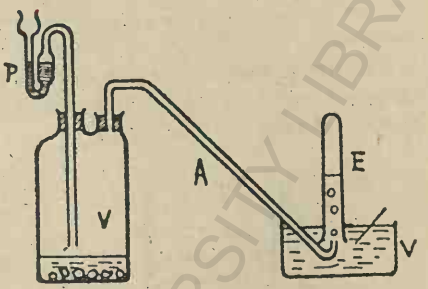


Fig. 114. Prepararea bioxidului de carbon în laborator, din carbonat de calciu şi acid clorhidric.

In sfârşit, în fermentaţia alcoolică (fabricarea berei, etc.) se produce de asemenea mult bioxid de carbon, care, ca şi cel produs prin mijloacele celelalte, se lichefiază şi se dă în comerţ, în recipiente metalice (fig. 109).

In laborator, prepararea bioxidului de carbon se face într'un aparat asemănător celui în care se prepară hidrogenul.

Fig. 115. Când arde o lumânare se produce CO_2.

8. Intrebuinţări. Bioxidul de carbon lichid se prepară în mare cantitate în industrie şi serveşte la prepararea apei gazoase, a şampaniei, la scoaterea berei din butoaie şi, uneori, la stingerea incendiilor.

In rezumat, bioxidul de carbon este un oxid acid, foarte stabil, ce nu arde şi nu întreţine arderea. E foarte greu de redus şi numai de către unele elemente reducătoare energice: Al, Mg, etc.

9. Oxidul de carbon. *Observare.* Când pe grătarul sobei e mult jăratic *aprins tare* şi din cauza oblonului închis, curen-

BCU IASI / CENTRUL UNIVERSITAR LIBRARY

tul de aer e slab, se observă niște flăcări albăstrii. Acestea sunt produse de arderea gazului numit *oxid de carbon*, CO.

Iată cum se petrece fenomenul. Când bioxidul de carbon, format la partea inferioară a jăraticului, trece printre cărbunii înroșiți și foarte fierbinți, aceștia îi iau o parte din oxigen:

$$CO_2 + C = 2CO$$

Oxidul format, venind în contact cu aerul, se combină cu oxigenul (arde) și se preface din nou în bioxid de carbon: $CO + O = CO_2$.

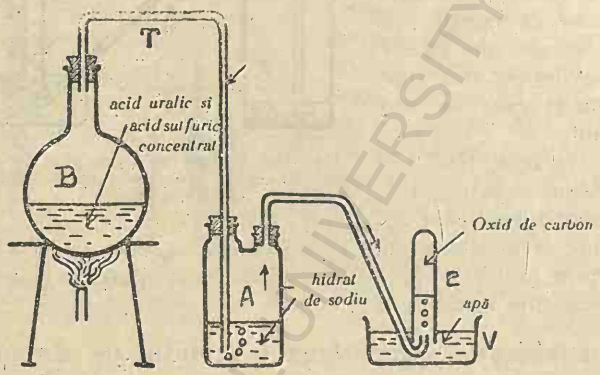


Fig. 116. Prepararea oxidului de carbon în laborator din acid oxalic; $C_2O_4H_2$.

10. Preparare. În laborator se prepară oxidul de carbon pur încălzind într'un balonaș acid oxalic cu acid sulfuric concentrat. Se degajă CO_2 și CO.

Trecând amestecul printr'un vas ce conține hidroxid de sodiu, bioxidul de carbon este absorbit, iar oxidul se poate culege sub apă, într'o eprubetă (fig. 116).

$$\begin{matrix} COOH \\ | \\ COOH \end{matrix} = CO_2 + CO + H_2O.$$

11. Proprietățile oxidului de carbon. E un gaz incolor, inodor, aproape tot așa de greu ca aerul. Este foarte puțin solubil în apă și se lichefiază foarte greu. *Oxidul de carbon este o otravă violentă.*

Este un oxid *indiferent*. Aprins în aer arde cu o flacără albăstrue și dă CO_2, degajând multă căldură

Aceasta este proprietatea sa esenţială. Este deci un reductor şi un combustibil.

Oxidul de carbon fiind o combinaţie *nesaturată* are tendinţa de a se uni relativ uşor cu alte corpuri. Între altele se combină foarte uşor cu substanţa roşie din sânge numită *hemoglobină* şi dă cu dânsa o combinaţie *foarte stabilă:* **carboxihemoglobina** [1]). Această combinaţie nu poate fi distrusă de oxigen şi de aceea animalul, care a inspirat ceva mai mult CO, moare prin asfixie. Oxidul de carbon este deci o otravă foarte violentă. E suficient ca aerul să conţină 3 la sută oxid de carbon, pentru ca să producă moartea. De aceea e necesar să evităm de a pune capacul la sobă, cât timp în aceasta se află încă jăratec, sau să ardem mangal într'o cameră închisă.

Sub acţiunea luminii, CO se uneşte direct cu clorul şi dă corpul gazos $COCl_2$ numit *gaz fosgen* sau clorură de carbonil. E o otravă violentă.

12. Întrebuinţări. Arderea oxidului de carbon se produce cu degajare de căldură [2]) şi, fiindcă oxidul de carbon se comportă ca un corp *nesaturat* şi *avid de oxigen, de aceea se întrebuinţează foarte des în industrie şi ca combustibil, şi ca reducător.* Vom vedea că fierul se scoate din oxid de fier, Fe_2O_3, reducându-l cu CO:

$$Fe_2O_3 + 3CO = 3CO_2 + 2Fe + 9 \text{ calorii.}$$

Adeseori, când trebue să se încălzească un cuptor la o temperatură foarte înaltă, e mai avantajos să nu se încălzească direct cu cărbune, ci să se folosească un combustibil gazos şi fierbinte, amestecat cu aer prealabil încălzit, a cărui ardere se poate uşor regula după trebuinţă [3]) şi care pe lângă acestea nu produce cenuşă solidă.

Un asemenea combustibil gazos, întrebuinţat foarte des în industrie, este *oxidul de carbon*, obţinut prin arderea necom-

---

[1]) Hemoglobina în mod normal se combină în plămâni cu oxigenul din aer şi dă *oxihemoglobina.* Această combinaţie *puţin stabilă* cedează oxigenul ei, când ajunge în intimitatea ţesuturilor. În felul acesta e transportat oxigenul necesar vieţii.

[2]) Reacţia $CO+O=CO_2$ degajă 68,3 calorii mari pentru o moleculă-gram. Formarea oxidului de carbon CO din C+O degajă 97,6—68,3=29,3 calorii mari.

[3]) Cere deci personal mai puţin şi nu cere prea multă atenţiune.

pletă a cărbunelui, într'un curent insuficient de aer. Operația se face într'un cuptor special numit *gazogen* (fig. 117).

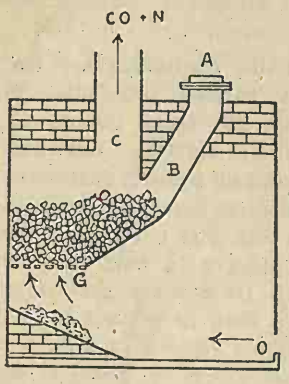


Fig. 117. Gazogen. Prin O intră aer; prin A, B se introduc cărbuni (cocs).

Aci se produc în mare parte fenomele chimice, descrise mai sus: $C+CO_2=2CO$.

Un alt amestec gazos, combustibil și reductor, folosit adeseori în industrie, este *gazul sărac*, un amestec ecvimolecular de CO și H_2. Gazul sărac se produce *reducând, la temperatură foarte înaltă, vapori de apă, cu ajutorul cărbunelui încandescent și foarte fierbinte.*

$$H_2O + C = CO + H_2$$

Acest amestec se produce de asemenea în gazogene speciale unde se trec vapori de apă, încălziți la temperatură foarte înaltă, peste cocs de asemenea încălzit la o temperatură foarte înaltă [1]).

Oxidul de carbon se întrebuințează și în motorii cu explozie.

In rezumat, oxidul de carbon este un oxid indiferent, combustibil și reducător. Pe aceste însușiri esențiale se întemeiază principalele sale întrebuințări. E un corp toxic.

13. Sulfura de carbon, CS_2, este un lichid incolor și foarte volatil (fierbe la 46°). E un bun disolvant pentru multe corpuri: sulf, iod, fosfor, grăsimi, rășini. Este foarte inflamabilă; arde cu o flacără albăstruie și se preface în CO_2 și SO_2. E o combinație endotermică, de aceea nu se formează decât la o temperatură înaltă, trecând vapori de sulf peste cărbune încălzit la roșu. Este otrăvitoare.

§ 42. Circulația carbonului în natură.

(Ce ire)

Carbonul ca și oxigenul este un element alcătuitor al organismului plantelor și al animalelor. In actul respirației, atât plantele cât și animalele absorb oxigenul din aer și, după ce-l combină cu substanțele din organism, expiră bioxid de carbon și apă (fig. 118).

[1]) Reacția $CO_2 + C = 2CO$ e te *endotermică:* se face cu *absorbție* de căldură și anume absoarbe 39 calorii. De asemenea și reacția $H_2O+C=CO+H_2$ este endotermică; *absoarbe* 27 calorii. Asemenea reacții nu se pot produce decât la temperaturi *foarte înalte. Numai așa se poate absorbi dela exterior căldura necesară reacțiunii.*

In felul acesta, cantitatea de bioxid de carbon din atmosferă creşte necontenit şi aerul ar deveni nerespirabil, dacă nu ar interveni anumite fenomene cari să *reducă* bioxidul de carbon, redând atmosferii un volum egal de oxigen. *Acest fenomen este asimilaţia clorofiliană* a părţilor verzi din plante.

Sub acţiunea energiei luminii solare, bioxidul de carbon absorbit de plante este *redus* de clorofilul acestora. Carbonul este combinat cu apa şi încorporat sub formă de compuşi, numiţi *hidraţi de carbon*, iar *oxigenul* atât de necesar este pus în *libertate* şi redat atmosferii. Se produce reacţiunea următoare: $CO_2 + H_2O = CH_2O + O_2$. Această reacţie s'a reprodus şi în laborator, sub acţiunea luminii ultraviolete.

Vedem deci că, sub acţiunea energiei solare, în părţile verzi ale plantelor se produce un fenomen *endotermic* de cea mai mare însemnătate pentru viaţa şi a plantelor, şi a animalelor. In felul acesta *se acumulează în plante cantităţi imense de energie*, care apoi se foloseşte în materialele combustibile (lemne, cărbuni de pământ).

Tot mulţumită acestui fenomen al asimilaţiunii clorofiliene se aprovizionează regnul animal şi în special omul cu multe din alimentele necesare hranei şi cu materialele trebuitoare pentru îmbrăcăminte şi locuinţă.

Fig. 118. Aerul expirat turbură apa de var.

Diverse experienţe şi socoteli aproximative au dus la încheierea că plantele de pe suprafaţa pământului, prin fenomenul asimilaţiunii, absorb în corpul lor, în timp de un an, vreo douăsprezece miliarde de tone de carbon, pe care îl scot din aerul atmosferic.

Calculează câtă energie calorifică e necesară pentru a elibera din bioxidul de carbon această cantitate de cărbune!

In rezumat, vedem că şi carbonul, ca şi azotul, şi în parte ca şi oxigenul, se *găseşte într'o continuă circulaţie în natură*. Plantele îl absorb din aer ca bioxid de carbon şi îl încorporează. Animalele îl iau dela plante şi ca şi acestea îl redau atmosferii în actul respiraţiei, sub formă de bioxid de carbon, de unde este iarăşi absorbit, redus şi incorporat de plante. Aşa se face că proporţia de bioxid de carbon din aerul atmosferic, în apropierea pământului, este aproape invariabilă, cam 3 la 10000, cu toată marea cantitate de acest corp ce necontenit se degajă în atmosferă [1]).

§ 43. Siliciul. Cvarţul. Acidul silicic. Silicaţi.

1. Starea naturală. Prepararea. *Siliciul* este un element tetravalent ce face parte din familia carbonului şi are în regnul mineral aceeaşi importanţă, pe care o are carbonul în regnul animal şi în cel vegetal.

Nu se găseşte liber în natură, ci numai în combinaţii oxi-

[1]) Când cantitatea de CO_2 din atmosferă creşte, o parte e absorbită de apa mărilor şi a oceanelor, unde preface în bicarbonat, carbonatul de calciu. Fenomenul invers are loc, când descreşte cantitatea de CO_2 din aer.

genate: bioxidul de siliciu, SiO_2, şi numeroşi silicaţi. Aproape un sfert din scoarţa pământului este alcătuită din siliciu.

Simbolul chimic al siliciului este **Si**, iar ponderea sa atomică e 28.

Ca element se poate prepara reducând bioxidul de siliciu pur (nisip curat) cu magneziu:

$$SiO_2 + 2Mg = 2MgO + Si$$

Proprietăţi. Siliciul aşa obţinut e o pulbere amorfă, brună. Se prezintă însă ca şi carbonul şi într'o varietate cristalizată.

Direct, siliciul se combină greu cu diversele elemente. Incălzit în oxigen arde şi dă SiO_2, desvoltând foarte multă căldură. Bioxidul de siliciu este o combinaţie foarte stabilă, greu de redus şi foarte greu fuzibilă.

Cu florul, siliciul dă tetraflorura, SiF_4, un gaz. Cu unele metale dă *siliciuri;* cu hidrogenul dă hidruri puţin stabile şi combustibile.

Siliciul este un reducător foarte energic.

2. Cvarţul, SiO_2, este *mineralul cel mai răspândit* din scoarţa pământului şi se prezintă într'un foarte mare număr de varietăţi. Unele din acestea sunt foarte bine cristalizate, în prisme mari hexagonale, terminate prin două piramide cu câte şase feţe[1]) (fig. 119).

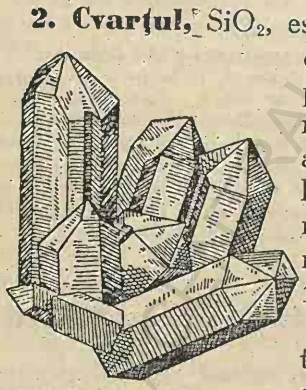


Fig. 119. Cristali de stâncă.

Când este perfect incolor şi transparent, se numeşte *cristal de stâncă* sau *cvarţ hialin. Când* e colorat în violet, se numeşte *ametist. Cvarţul fumuriu* e de coloarea fumului sau chiar de tot negru (morion); *citrinul* e galben ca lă-

[1]) Bioxidul de siliciu, SiO_2, mai există încă în două varietăţi cristalizate în alte sisteme cristaline.

mâia. Toate aceste varietăţi de cvarţ sunt întrebuinţate ca pietre de podoabă.

Alte varietăţi de cvarţ au numai aparenţa de a fi amorfe, în realitate sunt alcătuite din cristali microscopici şi sunt adesea impregnate de materii străine în cantităţi foarte mici. Aşa sunt: *jaspul*, colorat în galben sau brun cu oxizi de fier şi cu argilă; *carneolul*, roşu ca sângele; *chrizopazul*, verde deschis; *heliotropul*, verde pestriţ.

Un amestec din aceste felurite varietăţi de cvarţ sunt *agatele*

Fig. 120. Agat şlefuit.

(fig. 120), alcătuite din straturi foarte fine, divers colorate şi regulat aşezate unele după altele (fig. 120).

Silexul este de asemenea o varietate de cvarţ cristalin. E de coloare cenuşie, galbenă sau chiar neagră. Varietatea numită *cremenc* se întrebuinţează la scăpărat.

Unele din varietăţile de mai sus se pot lucia şi se întrebuinţează ca pietre de podoabă.

Nisipul şi *pietrişul* râurilor şi al solului sunt alcătuite din grăunţe mai mici sau mai mari de cvarţ, colorat în brun de oxizi de fier.

Grezia e alcătuită din firicele de cvarţ, lipite printr'un cement.

O varietate de cvarţ amorf ce conţine cantităţi diferite de apă este *opalul*. Varietatea numită *opal nobil* e de coloare lăptoasă, roşie sau gălbenă şi are un foarte frumos joc de colori.

3. Proprietăţi. Cvarţul este dur. Sgârie sticla şi oţelul. El nu e atacat de acizi şi se topeşte numai la temperaturi foarte înalte. Atunci se preface într'o masă moale, ce se poate sufla şi lucra ca sticla. Se poate trage în fire foarte subţiri, ce se întrebuinţează în unele aparate de măsuri electrice.

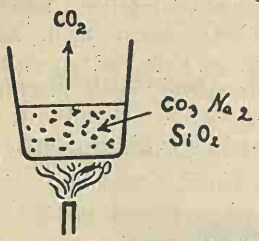


Fig. 121. Prepararea sticlei solubile, a silicatului de sodiu.

Experienţă. Intr'un creuzet de platină calcinăm 1 parte cvarţ fin pulverizat cu 4 părţi carbonat de sodiu. Se degajă CO_2 şi rămâne o masă sticloasă, transparentă, solubilă în apă (fig. 121).

E silicatul de sodiu care se numeşte şi *sticlă solubilă*, fiindcă este solubilă în apă. Se foloseşte la fabricarea chitului pentru obiecte de sticlă. Cu soluţie de sticlă solubilă se îmbibă decorurile de teatru, făcute din pânză, spre a le împiedeca să ardă cu flacără, în caz de incendiu.

Experienţă. Peste o soluţie vâscoasă de sticlă solubilă se toarnă puţin acid sulfuric sau clorhidric; se separă o materie solidă, gelatinoasă, numită *acid silicic*.

Calcinând acidul silicic se preface într'o materie sticloasă asemenea celei ce se obţine când topim cvarţul. Este anhidrida silicică sau *silicea*, SiO_2. Bioxidul de siliciu este atacat la cald de baze, iar la temperatură foarte înaltă este redus de cărbune, cu care siliciul dă o carbură foarte dură, *carborundum*.

$$SiO_2 + 3C = 2CO + SiC$$

Acidul florhidric de asemenea atacă uşor silicea, chiar la rece şi dă o tetraflorură de siliciu, un gaz.

$$SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$$

Întrebuinţări. Din cvarţ se fac vase de laborator, întocmai ca şi din sticlă. Vasele de cvarţ sunt foarte rezistente la variaţiile de temperatură; nu crapă.

În asemenea vase nu trebue să se încălzească oxizi metalici, în deosebi oxizi de sodiu şi de potasiu, căci cvarţul se combină cu aceştia şi dă silicaţi uşor fuzibili.

4. Acidul silicic. Silicaţi. În natură există numeroşi silicaţi foarte bine cristalizaţi. Unii din aceşti silicaţi corespund la doi acizi silicici: SiO_4H_4 şi SiO_3H_2, precum şi la acizii bisilicic, $Si_2O_5H_2$, şi trisilicic, $Si_3O_8H_4$. Niciunul din aceşti acizi nu s'a putut izola.

Toţi silicaţii, afară de cei de sodiu şi de potasiu, sunt insolubili în apă şi toţi sunt foarte stabili. Rezistă la temperaturi înalte, fără să se descompună şi rezistă şi la acţiunea agenţilor chimici. Scoarţa pământului, alcătuită în cea mai mare parte din silicaţi, e formată deci dintr'un material foarte rezistent.

5. Silicaţii naturali cei mai importanţi sunt *feldspaţii, mica, argila, piatra ponce.*

Observarea 1. Carbonul, siliciul şi alte câteva elemente alcătuesc o familie chimică de elemente tetravalente.

Observarea 2. Feldspaţii sunt silicaţi (trisilicaţi) complexi de aluminiu şi de un alt metal, care poate fi sodiu, potasiu sau calciu. De exemplu, S_3O_8AlK. Aceste minerale, bine cristalizate, se găsesc în foarte multe roci (pietre) eruptive (de natură vulcanică).

Experienţă. Într'o soluţie de sticlă solubilă, trecem câteva minute bioxid de carbon. Se separă la suprafaţa soluţiei un precipitat gelatinos de acid silicic; în soluţie se formează carbonat de sodiu sau de potasiu.

Această experienţă ne arată că acidul carbonic disolvat în apă poate înlocui acidul silicic din sărurile sale alcaline.

Această reacţiune de substituire a acidului silicic prin acidul carbonic disolvat în apă joacă un rol foarte important în natură, căci produce mari schimbări în constituţia rocilor ce conţin şi feldspaţi. Apa de ploaie, încărcată cu bioxid de carbon, întâlnind în mersul ei subteran roci feldspatice, atacă cu încetul silicaţii acestora, le ia baza alcalină sau de calciu prefăcând-o în carbonat sau bicarbonat solubil şi pune în libertate o parte din silice. Restul acesteia rămâne combinat cu

aluminiul, sub forma de argilă (silicat de aluminiu hidratat). Așa se formează argila și o mare parte din silicea ce se găsesc în scoarța pământului.

§ 44. Sistemul hexagonal.

1. Cvarțul cristalizează în prisme hexagonele, terminate la ambele capete cu câte o piramidă.

Aceste forme cristaline aparțin sistemului hexagonal. Forma primitivă a sistemului hexagonal este *prisma dreaptă hexagonală* (fig. 122).

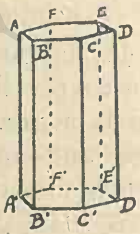


Fig. 122. Prisma hexagonală.

Această formă cristalografică are următoarele elemente:

Șase fețe laterale, egale, în formă de dreptunghiuri.

Două baze în formă de hexagon regulat;

Șase muchii laterale, egale.

Două baze în formă de hexagon regulat.

Douăsprezece muchii bazale egale.

O axă de simetrie senară; dreapta ce unește mijloacele bazelor.

Fig. 123. Prisma și piramida hexagonală.

Trei axe de simetrie binară; dreptele ce unesc mijloacele a câte două muchii laterale, opuse. Aceste axe succesive fac între ele un unghiu de 60°.

Un centru de simetrie; punctul de intersecțiune al axelor de simetrie amintite (0, fig. 123).

2. Forme derivate. Dacă înlocuim fiecare muchie bazală prin câte o față, se obține *piramida hexagonală.* De asemenea, dacă înlocuim fiecare unghiu solid prin câte o față, se obține o a doua piramidă hexagonală. Mai sunt și alte forme *holoedrice* (fig. 124).

3. Dacă înlocuim *alternativ* numai *jumătate* din muchiile bazale, prin câte o față, obținem o formă derivată *hemiedrică*, numită *romboedru* (fig. 125).

Definiții. Se numesc forme *holoedrice* acele forme derivate ce se obțin modificând la fel *toate* elementele identice ale formei primitive.

Când se modifică numai jumătate din elementele identice ale formei primitive, se obține o formă *hemiedrică* (fig. 125).

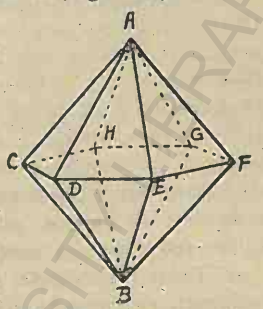


Fig. 124. Dubla piramidă hexagonală.

Observăm că formele hemiedrice au o simetrie redusă față de formele holoedrice. De exemplu, romboedrul (fig. 126) are o axă de si-

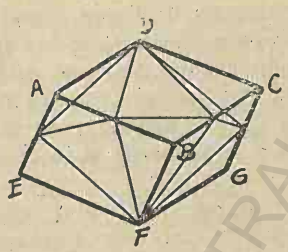


Fig. 125. Obținerea romboedrului prin suprimarea a jumătate din fețele dublei piramide hexagonale.

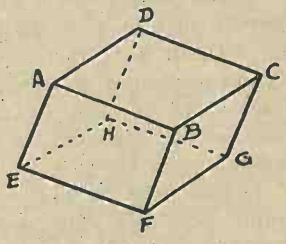


Fig. 126. Romboedru.

metrie *ternară*, în locul axei de simetrie *senară* a formei primitive și a celor holoedrice.

Sunt și alte multe forme derivate din prisma hexagonală.

§ 45. Recapitularea cunoștințelor despre metaloide.

(Cetire)

1. În lecțiunile precedente ne-am ocupat cu următoarele elemente metaloide: oxigen, flor, clor, brom, iod, azot, sulf, fosfor, arsen, stibiu, bor, carbon și siliciu.

Primele șase sunt elemente oxidante; ultimele șapte sunt reducătoare.

Hidrogenul îl socotim aparte; e un reducător.

Oxigenul, azotul, sulful și carbonul se găsesc și în stare nativă și obținerea lor, în stare destul de pură, se reduce în acest caz la o serie de operațiuni fizice. In stare chimicește pură, oxigenul, azotul și carbonul se obțin numai din combinațiuni.

Elementele oxidante, în afară de flor, se obțin din combinațiile lor înlocuindu-le cu un alt oxidant. In ultima analiză, acest oxidant este oxigenul din aer sau din apă [1]).

Elementele reducătoare, fosforul, arsenul și stibiul se obțin reducând cu carbon, oxizii corespunzători. Siliciul și borul se obțin reducând cu magneziu sau aluminiu oxizii respeectivi.

2. Toate metaloidele, chiar și florul, se combină cu oxigenul; oxidanții se combină numai cu greu între dânșii și dau combinațiuni *endotermice, puțin stabile* și *oxidante;* pe când cu reducătorii (H,S,P,As,Sb,B,S,C) oxidanții se combină ușor și dau combinațiuni *exotermice* și *foarte stabile.* Cele mai stabile sunt P_2O_5, B_2O_3 și SiO_2; apoi H_2O,As_2O_3, Sb_2O_3 și CO_2.

Toate metaloidele se combină cu hidrogenul și dau combinațiuni *gazoase.* Combinațiile cu hidrogenul ale halogenilor și ale sulfului au caracter acid și stabilitatea lor descrește dela HF, nedescompus de căldură, până la H_2S, pe care căldura îl descompune în parte către 400°. Apa [2]), corp neutru, prezintă cam aceeeași stabilitate la încălzire ca și HCl; începe să se descompun către 1300°.

Combinațiile cu hidrogenul ale fosforului, arsenicului, stibiului, borului și siliciului sunt combustibile și ușor descompuse de căldură. Sunt reducătoare. Amoniacul, NH_3, are însușiri bazice și este un reducător mai slab decât H_2S.

3. Dintre acizii amintiți, acidul sulfuric, SO_4H_2, se prepară sintetic; acidul azotic și cel clorhidric se pot prepara și sintetic, și cu ajutorul sărurilor respective. Ceilalți acizi se scot din sărurile lor mai ieftine, cu ajutorul acidului sulfuric sau al celui clorhidric.

Acizii azotic și sulfuric concentrați sunt oxidanți; acizii sulfhidric, iodhidric, bromhidric și sulfuros sunt reducători. Acizii ceilalți sunt mai indiferenți din acest punct de vedere.

---

[1]) Oxigenul oxidează acidul clorhidric și pune în libertate clorul, care la rândul său pune în libertate bromul și iodul din bromuri și ioduri.

[2]) Apa oxigenată are caracter slab acid și dă cu sodiul, cu bariul, cu stronțiul și cu calciul combinațiuni cu caracter de săruri, peroxizii: BaO_2, CaO_2, Na_2O_2. Din aceste săruri, peroxidul de hidrogen (un fel de acid peroxhidric) este înlocuit și pus în libertate cu SO_4H_2.

4. Însușirea de oxidant și cea de reducător sunt în parte relative. De exemplu, bioxidul de sulf, SO_2, este reducător față de oxigen și de alți oxidanți, însă față de H_2S este oxidant. De asemenea bioxidul de carbon, corp neutru din acest punct de vedere, la temperaturi nu prea înalte, este puțin oxidant la temperaturi înalte față de reducători energici, ca Na,Al,Mg.

Apa este oxidant, chiar la temperatura ordinară, față de unele metale reducătoare energice, cum sunt K,Na,Ca, etc. Față de alte metale și metaloide este oxidantă numai la temperaturi mai înalte (Mg,Zn,Fe, etc., apoi C,B,Si).

5. Mijloacele cu ajutorul cărora se pot produce fenomene chimice sunt căldura, energia sau afinitatea chimică reciprocă a corpurilor [1]), electricitatea.

Multe din reacțiunile chimice exotermice care, produse la temperatura ordinară, sunt *instantanee, complete* și *ireversibile*, dacă se produc însă la temperaturi înalte, devin *lente, reversibile* și conduc la fenomene de *echilibru chimic.*

($H_2O \rightleftarrows H_2 + O$; $CO_2 \rightleftarrows CO + O$; $NH_4Cl \rightleftarrows NH_3 + ClH$, etc.) ·

Mărimile sau factorii cari influențează fenomenele chimice și în deosebi echilibrul chimic sunt *temperatura, presiunea, concentrațiunea* (masa) etc., (Vezi § 29, § 32).

6. Cele mai importante metaloide, din punct de vedere practic, sunt oxigenul și carbonul; apoi sulful, clorul, azotul, fosforul și hidrogenul.

Dintre combinațiuni mai importante sunt apa, bioxidul de carbon, acidul sulfuric, clorura de sodiu, azotații de sodiu și de potasiu, acidul azotic, fosfații și sulfatul de amoniu.

In regnul animal și în cel vegetal, cele mai importante elemente sunt carbonul, oxigenul, hidrogenul și azotul. In regnul mineral, siliciul joacă alături de oxigen rolul principal.

7. In tabloul următor sunt indicate formula chimică, densitatea, temperaturile de topire și de fierbere și solubilitatea în apă la 15° a câtorva din combinațiunile mai importante, studiate până aci. Solubilitatea e socotită în litri de gaz sau grame (de lichid, solid) disolvate într'un litru de apă, la 0°, sub presiunea atmosferică. Greutatea unui litru de gaz se află înmulțind densitatea sa față de aer cu 1,293 gr.

[1]) Măsurată *aproximativ* cu ajutorul căldurii de reacție. Importanța căldurii (a focului) pentru producerea fenomenelor chimice a fost dintru început așa de evidentă, încât mai de mult chimistul se numea *philosophus per ignem.*

	Formula	Densitatea	Temp. de top.	Temp. de fierb.	Solubilitatea, 0^0
Apa l.	H_2O	1		100^0	—
Sarea gemă s.	NaCl	2,16	800^0	1440^0	355
Acid clorhidr. g.	HCl	1,269	14^0	$-85,^0$	503
Hidr. sulf. g.	H_2S	1,19	83^0	$-60,^0$	4,4
Bioxid de sulf. g.	SO_2	2,27	73^0	-10^0	80
Acid sulf. l.	SO_4H_2	1,84	10^0	290^0,338(diss)	f. solub.
Acid azotic l.	NO_3H	1,56	$41,5^0$	86^0	„ „
Amoniac. g.	NH_3	0,589	-78^0	-34^0	1148
Bioxid de carb. g.	CO_2	1,529	-57^0 sub pres. de 5 atm.	-79^0	1,1

§ 46. Exerciţii recapitulative[1]).

1. Ce gaz se obţine când turnăm un acid peste o sulfură de fier, preparată industrial şi care conţine ceva prisos de fier?

2. Am putea usca hidrogenul sulfurat trecându-l prin acid sulfuric sau prin acid azotic concentrat sau printr'un vas cu bucăţi de hidroxid de sodiu solid? Să se motiveze răspunsul.

3. De ce se recomandă ca experienţele cu clor să se facă în aer liber sau sub o nişă ce trage bine, iar prisosul de gaz să se absoarbă de o soluţie de hidroxid de sodiu?

4. Ce se constată, dacă punem în apă de clor o bucată de ziar tipărit cu litere negre şi roşii şi pătat de cerneală neagră ordinară?

5. De ce, pentru a preface fosforul alb în fosfor roşu, fosforul alb se încălzeşte în afară de contactul aerului?

6. Ce acizi putem scoate din sărurile lor cu ajutorul acidului sulfuric?

7. Ce asemănări sunt între azot, bioxid de carbon, amoniac şi bioxid de sulf? Ce deosebiri sunt între aceste corpuri?

8. De ce carbonul şi oxidul de carbon sunt reducători?

9. Cum putem limpezi o apă tulbure?

10. Cum putem distruge pe cale fizică mirosul unei ape stătute, în care au putrezit materii organice?

11. Care corpuri gazoase, învăţate sunt solubile în apă şi cum se poate dovedi solubilitatea acestor corpuri? Ce însuşire au soluţiile lor apoase?

12. Cum trebue să se procedeze pentru a dilua acidul sulfuric concentrat?

13. Cum putem recunoaşte că într'o eprubetă se află gaz amoniac? Cum, când se află acid clorhidric gazos?

14. De ce SO_3 şi N_2O_5 se descompun uşor prin încălzire şi sunt oxidante, pe când B_2O_3 şi P_2O_5 sunt foarte stabile la încălzire şi nu sunt nici oxidante, nici reducătoare?

15. De ce H_2S, PH_3, AsH_3, CH_4 şi SiH_4 aprinse în aer ard, pe când NH_3, HF, HCl nu ard în asemenea condiţiuni?

16. Dă câteva exemple de reduceri!

17. Dă câteva exemple de oxidări!

18. De ce florul nu s'a putut scoate din acidul florhidric decât cu ajutorul curentului electric?

19. De ce nu se poate prepara hidrogenul cu ajutorul acidului azotic?

[1]) Se vor folosi, la nevoie, şi datele termochimice pentru deslegarea unora din aceste exerciţii.

20. De ce apa de clor este un oxidant, cu deosebire la lumină, pe când soluțiile apoase de SO_2 și de H_2S sunt reducătoare?

21. Ce desinfectanți ai învățat și pe ce proprietăți chimice se bazează acțiunea lor?

22. Ce corp absoarbe mari cantități de gaze și de materii colorătoare și pe ce însușire fizică se bazează această proprietate?

23. Ce combinațiuni chimice, din cele învățate, nu se cunosc decât în soluție apoasă?

24. Când tratăm sulfura de fier artificială cu SO_4H_2 concentrat se produce sulf, în loc de H_2S. Explică fenomenul!

25. De ce în loc de HBr se degajă SO_2 și vapori de brom, când tratăm bromura de sodiu cu SO_4H_2 concentrat?

26. Ce asemănare este între metoda de preparare a peroxidului de hidrogen și aceea a acidului clorhidric sau florhidric? Ce explicație dai acestui fapt?

§ 47. Proprietățile generale ale metalelor. Minereuri. Principii de metalurgie. Aliaje. Amalgame.

1. Am văzut că elementele chimice se împart în două clase: metaloide și metale. Metalele sunt caracterizate din punct de vedere fizic prin unele însușiri comune, despre care ne vom ocupa mai amănunțit aici. Ele sunt bune conducătoare de căldură și electricitate și, când sunt lucioase, au un luciu particular, numit *luciu metalic*.

E de observat că aceste însușiri le prezintă și câteva metaloide. De exemplu: iodul, grafitul, arsenicul și mai ales stibiul și bismutul sunt relativ bune conducătoare de căldură și de electricitate. In general și în familia oxigenului, și în familiile azotului, și a carbonului cu cât crește ponderea atomică, cu atât elementele respective au din ce în ce mai mult aspectul metalic.

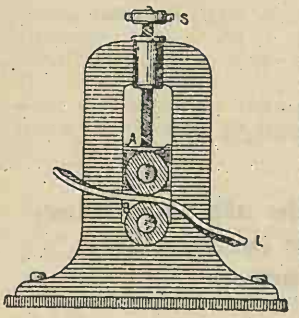
In ce privește starea de agregație, toate metalele, afară de mercur, sunt corpuri solide la temperatura obișnuită, pe când metaloidele sunt și gaze, și solide; bromul singur este lichid.

In ce privește coloarea, aproape toate metalele, când sunt lucioase, au o coloare albă-cenușie, afară de aur, care e galben, și de cupru, care e roșietic (arămiu). Metaloidele nu prezintă această uniformitate, în ce privește coloarea; ele prezintă o mare variație de colori, deși sunt relativ mai puțin numeroase.

2. Proprietăți mecanice și fizice importante din punct de vedere practic. Metaloidele solide sunt *sfărâmicioase*. Ele nu se pot *ciocăni*, adică prin apăsare nu-și pot schimba forma. Pe când metalele în

general posedă această proprietate de a fi flexibile şi deformabile.

Deformabilitatea metalelor se manifestă în diferite feluri, se traduce prin mai multe însuşiri, în deosebi prin *maleabilitate şi ductilitate.*



Fg. 127. Laminor.

Maleabilitatea. Un corp se zice maleabil când se poate trage în foi subţiri, fără să se rupă. Operaţiunea se face cu ajutorul *laminorului.* Acesta e alcătuit din doi cilindri de oţel (fig. 127) ce se învârtesc în sens invers şi turtesc tabla de metal ce se vâră între ei. Foiţe foarte subţiri se obţin şi prin ciocănire.

Cel mai maleabil metal este aurul. Se pot obţine foiţe de aur a căror grosime e mai mică decât a zecea mia parte dintr'un milimetru.

In ordinea descrescătoare a maleabilităţii, metalele se orânduesc aşa: aurul, argintul, aluminiul, cuprul, staniul, platina, plumbul, fierul şi nichelul.

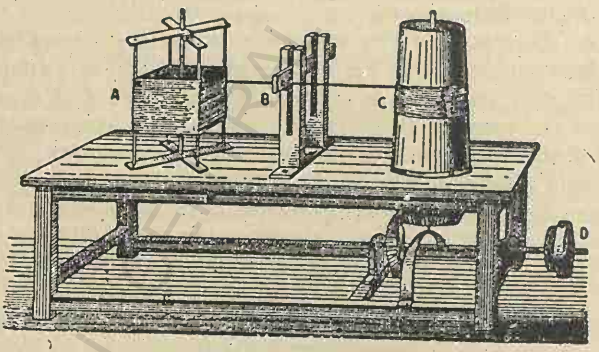


Fig. 128. Filieră.

Ductilitatea. Un corp se zice ductil când se poate trage în fire din ce în ce mai subţiri. Operaţiunea se face cu ajutorul *filierei* (fig. 128), placă de oţel ce are o serie de găuri din ce în ce mai mici.

In ordinea descrescătoare a ductilităţii, metalele se orânduesc aşa: aur, argint, platină, fier, nichel, cupru, zinc, staniu, plumb.

Tenacitatea e proprietatea ce au corpurile şi în deosebi metalele de a nu se rupe, când sunt *trase*. Printre metalele uzuale, fierul este cel mai tenace, pe când plumbul este cel mai puţin tenace. Din această cauză plumbul, deşi este mai maleabil decât fierul, totuşi, neputând rezista la tracţiuni mai mari, este mai puţin ductil.

Duritatea e proprietatea corpurilor de a rezista la sgâriere. Şi în privinţa durităţii, metalele prezintă o mare variaţie. Sodiul şi potasiul se sgârie cu unghia, pe când cromul e aşa de dur, încât sgârie sticla.

Fuzibilitatea metalelor variază de asemenea între foarte mari limite. Mercurul se topeşte la — 39°, pe când osmiul şi wolframul abia către 3000°. Unele metale, cum sunt sodiul, potasiul, zincul, cadmiul se pot şi volatiliza la temperaturi relativ nu prea înalte; sub 1000°.

3. Constituţia şi structura metalelor. Lăsat să se răcească, un metal topit se solidifică şi se prinde într'o masă cristalină, alcătuită în general din cristali foarte mici, ale căror dimensiuni variază cu condiţiunile în care s'a făcut răcirea.

In general cu cât răcirea s'a făcut mai cu încetul, cu atât cristalii sunt mai mari. Dimensiunile celor mai mulţi din ei au abia câteva sutimi de milimetru. De mărimea, de forma şi de distribuţia acestor cristali atârnă *spărtura* proaspătă a metalului. Această spărtură poate fi sticloasă, grăunţoasă, fibroasă.

Studiul microscopic al structurii metalelor ne arată că aceasta variază foarte mult la acelaşi metal. Ea atârnă de iuţeala, cu care a fost răcit metalul topit; mai atârnă şi de acţiunile anterioară (laminaj, tracţiune, ciocănire, etc.), la care a fost supus. Paralel cu variaţia acestei structuri intime, variază şi proprietăţile mecanice ale metalului.

Un metal ce a fost laminat, ciocănit sau tras prin filieră devine sfărimicios, căci i se modifică structura sa intimă; cristalele se micşorează, se orientează altfel. Dacă însă metalul e

încălzit câtva timp la temperaturi mai înalte şi apoi e lăsat să se răcească cu încetul, îşi recapătă în mare parte proprietăţile mecanice de mai înainte.

Multe metale trebuesc considerate ca nişte amestecuri variabile ale mai multor varietăţi alotropice, ale aceluiaşi element chimic. Stabilitatea acestor varietăţi este uneori foarte mică.

Din toate aceste cauze şi diferitele constante fizice, măsurate pentru un acelaşi metal, nu au riguros aceeaşi valoare, ci variază între oarecare limite, cu diferitele probe cercetate.

O proprietate fizică proprie a metalelor este că ele nu se disolvă, fără prefacere chimică, decât în alte metale topite.

Mai toate metalele cristalizează în sistemul cubic.

4. Aliaje. Topind la un loc, în proporţii convenabile, ce pot varia între limite destul de mari, două sau mai multe metale, *ce fac parte din familii diferite*, se obţin amestecuri complexe, numite *aliaje*. Acestea seamănă în foarte multe privinţe cu metalele.

Aliajele au, ca şi metalele şi încă mai mult decât acestea, unele proprietăţi foarte utile *din punct de vedere practic*. Aceste proprietăţi pot varia *după voinţă* între oarecare limite, după compoziţia de mai înainte aleasă a aliajului. Din cauza acestui fapt, *aliajele sunt mult mai întrebuinţate în tehnică* decât metalele pure. Multe aparate sau piese de aparate nu s'ar fi putut construi şi folosi, dacă nu s'ar fi putut realiza anumite aliaje convenabile.

Producerea de aliaje, ce au înfăţişare şi proprietăţi *foarte asemănătoare* cu ale metalelor din care iau naştere, este încă o caracteristică a metalelor, prin care acestea se deosebesc de metaloide. Combinaţiile a două sau mai multe metaloide au proprietăţi *cu totul diferite* de acelea ale elementelor constituente. De exemplu, proprietăţile apei diferă cu totul de cele ale oxigenului şi ale hidrogenului.

In general s'a constatat că aliajele sunt mai dure, deci se uzează mai greu, decât metalele respective. De asemenea fuzibilitatea [1]) și tenacitatea aliajelor este mai mare decât a metalelor componente. Aliajele în general sunt și mai puțin atacate decât metalele de către agenții chimici. In schimb, malcabilitatea și ductilitatea, conductibilitatea termică și electrică a aliajelor sunt mai mici decât acelea ale metalelor.

Structura aliajelor este și mai complicată decât aceea a metalelor. Aliajul nu este un corp *omogen* [2]), ci o *aglomerație* de cristali foarte mici și *diferiți*. Unii sunt cristali de ai metalelor componente, alții sunt combinații bine definite ale metalelor respective, în sfârșit alți cristali sunt adevărate *soluțiuni solide* ale metalelor [3]).

Aliajele se prepară topind împreună metalele componente, luate în proporții convenabile. Topirea se face în cuptoare speciale; pentru unele aliaje se folosesc cuptoare electrice.

5. Amalgame se numesc aliajele ce conțin mercur. Acest element se aliază aproape cu toate elementele [4]) metalice, afară de fier și de platină.

Sunt aliaje ce conțin și unele metaloide ca: sulf, fosfor, siliciu și carbon [5]).

---

[1]) Aliajul Wood din 4 p. plumb, 2 p. staniu, 5 p. bismut și 2 p. cadmiu se topește la 70°.

[2]) Corpuri riguros omogene sunt numai gazele, lichidele și unele cristale.

[3]) In general, punctul de solidificare al unei soluțiuni lichide este mai jos decât acela al lichidului pur. Este explicabil faptul că aliajele se topesc mai ușor decât metalele, din care sunt alcătuite. Metalele nu se disolvă, fără modificare chimică, decât în alte metale topite.

[4]) Se cunosc numeroase amalgame de sodiu, bine definite. Unele sunt solide; altele lichide. Se obțin foarte ușor punând succesiv câte o bucățică de sodiu perfect curat în mercurul dintr'un vas rezistent și apăsând cu un pisălog, până ce, cu producere de scânteĭ, tot sodiul dispare.

[5]) In genere, metalele nu dau cu hidrogenul combinațiuni gazoase, stabile. Hidrurile metalelor alcaline sunt solide și au caracter chimic de săruri, în care metalul este electropozitiv, iar hidrogenul electronegativ.

Observarea 1. In aliaje metalele nu-şi păstrează valenţa pe care o au în săruri şi în combinaţiunile cunoscute cu metaloidele [1]).

Observarea 2. Pe când din punct de vedere al aplicaţiunilor practice, metaloidele sunt mult mai puţin întrebuinţate decât combinaţiile lor, cu metalele lucrurile se petrec invers: Metalele ca elemente sunt mult mai mult întrebuinţate în viaţa zilnică decât compuşii respectivi. *Tocmai din cauza proprietăţilor mecanice şi fizice amintite, metalele şi aliajele lor sunt atât de mult folosite în tehnică.*

6. Diviziunea şi clasificarea metalelor. Metalele se pot împărţi şi grupa în clase, privindu-le din diferite puncte de vedere.

Metale uşoare şi metale grele. Din punctul de vedere al densităţii sau al greutăţii specifice, metalele se împart în metale uşoare şi în metale grele. Se numesc metale grele acele a căror densitate este mai mare decât *cinci.* Se numesc metale uşoare acele a căror densitate este mai mică decât cinci. Cele dintâi metale cunoscute, încă din vechime, au fost metalele grele: aur, argint, plumb, cupru, cositor, mercur, fier. Metalele uşoare s'au cunoscut abia în secolul trecut.

Metale nobile şi metale ordinare. Din punctul de vedere al uşurinţii cu care se combină cu oxigenul, metalele se împart în metale nobile şi în metale ordinare. Cele dintâi se găsesc în natură mai adesea în stare nativă (pure, necombinate cu alte elemente). In asemenea categorie sunt aurul, platina, metalele din grupa platinii şi în mare parte argintul.

Metalele ordinare sunt mai mult sau mai puţin oxidabile, de aceea în natură nu se găsesc în stare nativă (libere), ci numai combinate cu oxigenul, cu sulful şi cu alte elemente. Cele mai răspândite combinaţiuni ale metalelor ordinare sunt combinaţiunile cu oxigenul (oxizi, carbonaţi, silicaţi, fosfaţi), apoi cele cu sulful, cu clorul.

[1]) De exemplu există aliajul $Zn^{12}Na$.

Din punctul de vedere al valenței, metalele se împart în metale monovalente, bivalente, tri și pentavalente, tetravalente, etc.

7. Minereuri [1])se numesc corpurile naturale ce servesc la prepararea industrială a metalelor. Nisipurile aurifere, cvarțitele aurifere sunt *minereurile de aur. Stibina* este principalul minereu de stibiu, *galena* (Pb S) este principalul minereu de plumb, *cinabrul* (Hg S) este principalul minereu de mercur.

Principalele minereuri ale celor mai multe din metalele grele ordinare sunt sulfuri. Fierul și metalul ușor aluminiul se extrag din oxizi.

8. Principii de metalurgie. Se numește metalurgie extragerea metalelor din minereurile în care se găsesc. In general, minereurile sunt amestecate cu materii pământoase ce alcătuesc *ganga.* Pentru a îndepărta cea mai mare parte din gangă, minereul este supus succesiv la diferite operațiuni mecanice: sdrobire, spălare cu apă multă, etc. In felul acesta materiile pământoase mai ușoare și mai puțin aderente sunt îndepărtate.

Cum se prepară diversele metale din minereurile respective, vom vedea mai deaproape cu prilejul studiului fiecărui metal în parte. Aci ne mărginim să

---

[1]) Să nu se confunde cu *mineralele.* Se numește mineral un corp simplu sau compus, bine definit, ce se găsește în natură. Sarea de bucătărie, petrolul, marmora, cvarțul, cuprul nativ, stibiul nativ, sunt minerale. Minereurile conțin minerale, pe lângă diferite materii străine (silice, argilă, piatră de var etc.), ce alcătuesc *ganga.*

Compușii naturali ai metalelor numai atunci se numesc minereuri, când extragerea metalului corespunzător din acei compuși este avantajoasă. Pentru ca un asemenea compus să poată fi considerat ca minereu de fier, trebue să conție peste 20% fier; minereurile de zinc conțin peste 8% zinc, cele de cupru peste 3% cupru; cele de cositor, peste 0,5% cositor. Minereurile de aur conțin 15—20 grame aur, la tonă. Principalele combinațiuni metalice din minereuri sunt:

Fe_2O_3, Fe_3O_4, SnO_2, MnO_2, Cr_2O_3, Sb_2O_3, S_2Fe_2, S_2Cu, $S_2Cu + FeS_2$, PbS, HgS, ZnS, NiS, CO_3Fe, COZn, NaCl, KCl, $MgCl_2$.

spunem că marea majoritate a metalelor ordinare, grele se prepară din oxidul respectiv, reducându-l prin încălzire, în cuptoare speciale, cu cărbune. Se obține oxid de carbon, CO, și metalul respectiv. Mai adesea, oxidul metalului se obține din sulfura acestuia prin prăjire în aer. (Vezi la stibiu). Din punct de vedere chimic, prepararea unui metal dintr'o combinație a sa cu oxigenul, cu sulful sau cu clorul este o reducere, iar *reducătorul energic cel mai ieftin și deci mai convenabil este carbonul.*

9. Cu prilejul studiului individual al diverselor metale, vom indica pe scurt întrebuințările lor și ale aliajelor respective, precum și acțiunea ce o exercită asupră-le diverșii agenți chimici: aerul, adică oxigenul, apa, acizii și bazele.

Vom începe studiul metalelor cu metalele monovalente, sodiul și potasiul, ce fac parte din familia metalelor *alcaline:* Li, Na, K, Rb, Cs.

§ 48. Electroliza și teoria disociațiunii electrolitice.

(Cetire)

1. Electroliza. Fiindcă cu ajutorul energiei curentului electric se prepară numeroase corpuri în chimie, vom da aci câteva lămuriri sumare asupra fenomenului electrolizei [1]).

Sărurile, acizii și hidroxizii bazici, când sunt *absolut puri*, neamestecați cu apă în deosebi, nu conduc curentul electric, oricare ar fi starea lor de agregație la temperatura ordinară.

Dacă însă disolvăm *în apă* asemenea corpuri, soluțiile lor apoase conduc curentul electric. De asemenea, sărurile, acizii și bazele, solide la temperatura ordinară și rele conducătoare de electricitate, devin bune conducătoare, dacă le *topim* prin încălzire.

Aceste corpuri: sărurile, acizii și bazele, conduc curentul *altfel* decum îl conduc metalele. Pe când metalele nu încearcă nicio schimbare chimică, conducând electricitatea, corpurile *compuse*, amintite mai sus, se *descompun* pe măsură ce sunt străbătute de curentul electric. Această descompunere chimică a unui corp compus, cu ajutorul electricității, se numește *electroliză*. Corpurile compuse ce se pot descompune astfel se numesc *electroliți*.

---

[1]) Studiul mai amănunțit al electrolizei se va face în fizică. Vezi: G. A. Dima, **Cartea de fizică** pentru cl. VII secundară.

Experienţa ne arată că în fenomenul electrolizei metalul sării sau al hidroxidului bazic şi hidrogenul acidului se îndreaptă şi se separă întotdeauna la electrodul în legătură cu polul negativ al sursei electrice, adică la *catod*.

Radicalul acid din acid sau din sare (de ex. Cl, SO_4, etc.), şi oxidrilul bazei (OH) se îndreaptă spre *anod* şi acolo se separă direct, aşa cum este (de ex. clor, brom, etc.) sau, dacă este un radical oxigenat, pierde o parte din oxigen, care se degajă, iar ceea ce rămâne se separă ca atare.

Vedem deci, că hidrogenul acizilor şi hidroxidul bazelor au însuşirea de a fi separabili cu ajutorul curentului electric. Metalul din săruri şi radicalul acid al acestora de asemenea se separă prin electroliză.

Când produsele electrolizei reacţionează chimic fie cu apa, fie cu electrozii, fie între ele, atunci rezultatele fenomenului sunt mai complicate.

2. Teoria disociaţiunii electrice. Pentru a explica trecerea curentului electric prin soluţiile electrolitice, se admite următoarea ipoteză cunoscută sub numele de teoria disociaţiunii electrolitice.

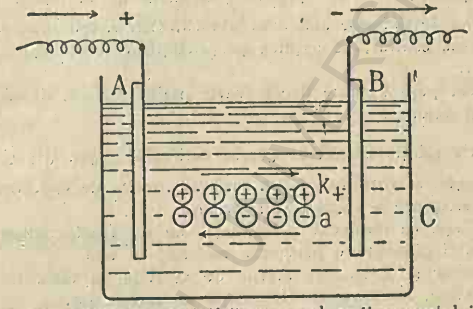


Fig. 129. Reprezentarea ipotetică a conducerii curentului electric de către soluţiile electrolitice.

In soluţia apoasă a unui electrolit, de exemplu NaCl, SO_4Na_2, *o parte* din moleculele acestuia sunt desfăcute sau *disociate* în atomi metalici, electrizaţi pozitiv şi în radicalul acid, electrizat negativ. De exemplu, o moleculă de clorură de sodiu, în soluţia sa apoasă sau în stare lichidă, obţinută prin topire, este disociată într'un atom de sodiu, Na, electrizat pozitiv, şi un atom de clor, Cl, electrizat negativ.

Sarcina atomilor electrizaţi pozitiv este egală cu sarcina electrică a atomilor sau radicalilor electrizaţi negativ şi care provin din disociarea aceleeaşi molecule. Sarcina electrică totală, produsă în fenomenul disociaţiunii electrolitice, este deci zero. Din această cauză, soluţiunea nu manifestă niciun fel de acţiune electrică la exterior.

Atomii sau radicalii (grupe de atomi) astfel electrizaţi se numesc **ioni.** Ionii electrizaţi pozitiv (metalele şi hidrogenul) se numesc **cationi;** ionii electrizaţi negativ se numesc **anioni.**

Disociarea electrolitică a moleculelor de NaCl o reprezentăm simbolic aşa:

$$ClNa = \overset{+}{Na} + \overline{Cl}$$

Iată cum ne reprezentăm şi ne explicăm conducerea electricităţii printr'un electrolit.

Când punem în legătură cei doi electrozi respectiv cu polii unei surse electrice, atunci se stabileşte între electrozi o forţă electrică, îndreptată

59712 — 1935. — G. A. Dima, Chimia, cl. V-a sec. — 13.

dela anod spre catod. Sub influența acestei forțe electrice, ionii pozitivi (cationii) sunt împinși spre catod; cei negativi (anionii) sunt atrași de anod (fig. 129).

In momentul când cationii pozitivi vin în contact cu catodul (negativ) îi cedează acestuia sarcina lor și redevin atomi liberi, obișnuiți, cu proprietățile chimice și fizice cunoscute și caracteristice. In această stare ei își manifestă proprietățile lor, de exemplu, atomul de sodiu descompune apa și dă NaOH și H.

Cu anionii se produce acelaș fenomen la anod.

Conducerea electricității în soluțiile electroliților se face deci cu ajutorul particulelor materiale electrizate, numite ioni. *Ionii sunt vehiculele electricității în soluțiuni.* Ei se mișcă sub influența forței electrice în sensuri direct opuse. In soluțiile electroliților avem doi curenți de convecțiune electrică, de sens opus.

3. Potrivit acestei teorii, proprietățile soluțiunii apoase ale unui acid se datoresc prezenței *ionului pozitiv* (cationului de *hidrogen*, $\overset{+}{H}$; iar proprietățile bazice se datoresc *anionului oxidril*, $\overline{OH}$. Acești ioni, având sarcini electrice de sens contrar, ne explică proprietățile oarecum opuse ale acizilor și ale bazelor.

Apa perfect pură nu este decât foarte puțin *ionizată*, de aceea nu conduce curentul electric.

Când într'o soluție apoasă se găsesc cationi hidrogen ($\overset{+}{H}$) și anioni oxidril ($\overline{OH}$), aceștia se *combină și dau molecule neutre de apă.* Așa se explică *neutralizarea* reciprocă a acizilor și a bazelor.

Vedem că apa ca disolvant îndeplinește un rol foarte important: disolvă corpul și apoi îi disociază o parte din molecule în *ioni.*

Tăria acizilor și a bazelor atârnă de ușurința cu care, în soluțiile apoase ale acestora, se *disociază electrolitic* moleculele lor.

Moleculele ca cele de H_2S, de NH_4OH se disociază greu în soluțiile apoase. De aceea acidul sulfhidric este un acid slab; hidroxidul de amoniu este o bază slabă.

Moleculele de HCl, de NaOH dimpotrivă sunt foarte ușor disociate electrolitic.

§ 49. Sodiul (Na). Compușii sodiului.

1. Proprietăți. Sodiul e un metal argintiu. E așa de moale, că se poate tăia cu cuțitul. E mai ușor decât apa. Se topește ușor [1]).

E foarte oxidabil și se unește chiar cu oxigenul din corpurile ce conțin acest element, de aceea sodiul se păstrează mai adesea în petrol, un amestec lichid alcătuit din carburi de hidrogen. In aer se acopere repede cu o pojghiță cenușie de oxid. Descompune apa

[1]) Temperatura de topire a sodiului este 97°,5; cea de fierbere e 880°. Molecula de vapori de sodiu e alcătuită dintr'un singur atom. Ponderea atomică este 23. Simbolul, Na, natrium

la temperatura ordinară, punând în libertate o parte din hidrogenul acesteia.

Incălzit tare în aer, sodiul dă peroxidul de sodiu, Na_2O_2, un oxidant energic. Acest corp [1]) dă cu apa oxigen, iar cu acizii dă apă oxigenată şi o sare de sodiu. Sodiul e monovalent şi are ponderea atomică 23.

Sodiul se combină direct şi energic cu halogenii şi dă florura, clorura, bromura şi iodura de sodiu. Este un reducător foarte energic şi e întrebuinţat ca atare şi în laboratoare, şi în industrie.

2. Starea naturală. Sodiul nu se găseşte liber în natură din cauza marei sale afinităţi pentru oxigen. Se găsesc foarte răspândite combinaţiile sale. Cea mai importantă dintre acestea este *clorura de sodiu*, despre care ne-am ocupat mai înainte. Apoi sunt unii silicaţi, boratul, sulfatul, carbonatul şi azotatul de sodiu (salpetru de Chili).

3. Preparare. Sodiul metalic se prepară mai mult prin electroliza hidroxidului de sodiu topit, NaOH, şi uneori prin electroliza clorurii de sodiu topite, NaCl. In ambele cazuri, sodiul metalic se separă şi se adună la catod (fig. 130 şi 131).

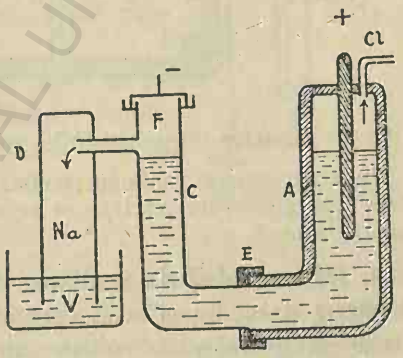


Fig. 130. Electroliza clorurii de sodiu topite dă clor şi sodiu.

4. *Fenomenul electrolizei hidroxidului de sodiu*, NaOH, topit se petrece aşa: Sodiul se separă şi se adună la catod, iar oxidrilul, OH, se duce la anod, unde se descompune în oxigen şi apă:

$$2OH = H_2O + O$$

[1]) Un fel de sare a apei oxigenate (= un fel de acid peroxhidric).

Apa se disolvă în hidroxidul de sodiu topit, vine în contact cu sodiul dela catod şi dă hidrogen şi NaOH, potrivit reacţiunii cunoscute:

$$Na + H_2O = NaOH + H$$

Din această cauză, jumătate din sodiul separat la catod se preface din nou în hidroxid.

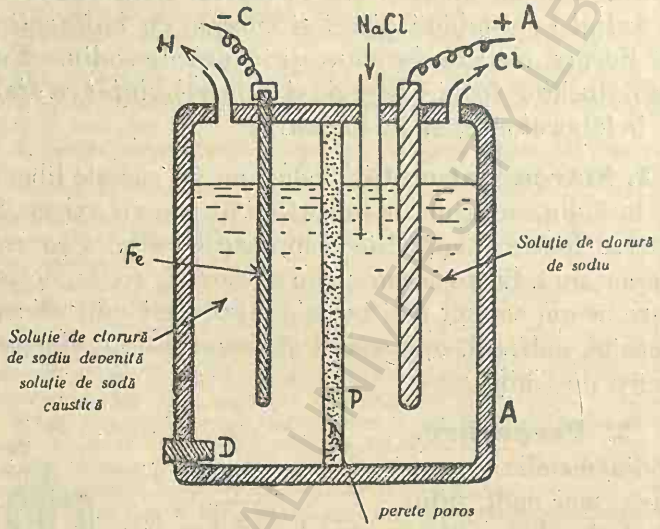


Fig. 131. Prepararea hidroxidului NaOH, prin electroliza soluţiei de NaCl.

In cazul clorurii de sodiu topite, fenomenul e mai simplu, dacă prin dispozitive potrivite se separă sodiul de clor, care se degajă la anod.

5. Hidroxidul de sodiu. *NaOH*, numit necorect şi **hidrat** de sodiu şi *sodă caustică*, se prepară în industrie electrolizând o soluţie apoasă, concentrată, de clorură de sodiu. Sodiul, separat la catod, descompune apa şi dă hidrogen şi hidroxid de sodiu. La anod se separă clorul[1]).

[1]) Pentru ca clorul să nu se amestece cu hidroxidul de sodiu şi să dea naştere la compuşi oxigenaţi de ai clorului şi sodiului (ClONa, hipoclorit şi ClO_3Na, clorat de sodiu) se împarte vasul electrolitic în două compartimente, aşezând un perete poros între anod şi catod. Anodul se face din cărbune, pe care nu-l atacă clorul; iar catodul, din fier.

La *Diciosânmartin* se prepară sodă caustică, clor şi hipoclorit de sodiu.

Hidroxidul de sodiu se prezintă în mase albe, translucide, cu structură cristalină. E foarte higroscopic şi foarte solubil în apă. Arde pielea şi atacă sticla. *Hidroxidul de sodiu e o bază foarte puternică şi se întrebuinţează mult şi în laboratoare, şi în industrie.* (La fabricarea săpunurilor, etc.). Absoarbe bioxidul de carbon din aer şi se transformă în carbonat.

6. Sulfatul de sodiu, $SO_4Na_2+10H_2O$. Se prepară în industrie tratând clorura de sodiu cu acid sulfuric.

$$2NaCl + SO_4H_2 = SO_4Na_2 + 2HCl$$

E un corp cristalizat ce conţine apă de cristalizare[1]), pe care o pierde în parte, când e lăsat în aer mai uscat; este eflorescent. E o sare cu gust amar şi cu efecte purgative. In acest scop se întrebuinţează uneori în medicină.

Se găseşte în unele izvoare minerale purgative (Karlsbad, Bălţăteşti, etc.). Se întrebuinţează în industria sticlei şi la fabricarea carbonatului de sodiu.

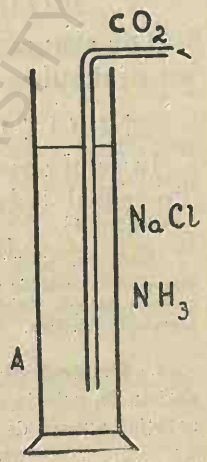


Fig. 132. Prepararea CO_3HNa din CO_2, NaCl şi NH_3.

7. Carbonatul de sodiu, $CO_3Na_2+10H_2O$, este sarea cea mai întrebuinţată în industrie. In natură se găseşte în multe ape minerale şi în apa unor lacuri din Egipt, din America şi din Ungaria.

Se prepară prin mai multe procedee.

a. **Procedeul Solvay** constă în a introduce bioxid de carbon şi amoniac sub presiune într'o soluţie *concentrată* şi rece de clorură de sodiu. Se produce car-

[1]) E un adevărat hidrat: hidrat de sulfat de sodiu.

bonat acid de sodiu şi clorură de amoniu. Carbonatul acid de sodiu, CO_3HNa, *fiind puţin solubil* în soluţie de clorură de amoniu, *se separă ca precipitat* la fundul vasului (fig. 132). Bicarbonatul separat se încălzeşte, şi fiind puţin stabil se transformă în carbonat, CO_3Na_2, în Co_2 şi H_2O.

Reacţiunile amintite se reprezintă aşa:

$$NH_3 + CO_2 + H_2O = CO_3HNH_4 \quad (1)$$

$$NaCl_2 + CO_3HNH_4 = NH_4Cl + CO_3HNa \quad (2)$$

$$2CO_3HNa = CO_2 + H_2O + CO_3Na_2 \quad (3)$$

Din clorura de amoniu, amoniacul e pus în libertate cu ajutorul varului, CaO.

$$2NH_4Cl + CaO = CaCl_2 + 2NH_3 + H_2O \quad (4)$$

In felul acesta se recapătă acest corp preţios, NH_3. Procedeul Solvay se mai numeşte şi *procedeul cu amoniac* [1]).

Observare. Dacă bicarbonatul de sodiu ar fi uşor *solubil* în soluţia apoasă de clorură de amoniu, nu s'ar putea prepara carbonatul de sodiu prin această metodă. *Solubilitatea corpurilor joacă uneori un rol însemnat în preparaţia acestora.*

b. **Procedeul electrolitic** constă în a introduce bioxid de carbon în soluţia de hidroxid de sodiu, obţinută prin electroliza soluţiei apoase de clorură de sodiu.

$$2NaOH + CO_2 = CO_3Na_2 + H_2O$$

[1]) In realitate amoniacul joacă rolul unui intermediar în prepararea carbonatului de sodiu. Materiile prime necesare acestei preparaţiuni sunt NaCl şi CO_3Ca. Descompunând prin încălzire acest din urmă corp, se obţine CO_2 şi CaO.

$$CO_3Ca = CO_2 + CaO \quad (5)$$

Bioxidul de carbon participă la formarea părţii acide a carbonatului de sodiu, iar oxidul de calciu, CaO, prin mijlocirea amoniacului, scoate din clorura de sodiu baza necesară completării moleculei de carbonat de sodiu.

In mod teoretic şi rezumativ, prepararea carbonatului de sodiu se prezintă prin egalitatea chimică următoare:

$$2NaCl + CO_3Ca = CO_3Na_2 + CaCl_2 \quad (6)$$

Această egalitate se obţine dacă, după ce înmulţim cu 2 toţi termenii egalităţilor (1) şi (2), adunăm membru cu membru egalităţile (1), (2), (3), (4) şi (5). Reacţiunea exprimată prin egalitatea (6) nu se poate realiza direct, căci clorura de sodiu nu poate fi descompusă prin contactul cu carbonatul de calciu.

La *Turda, în Ardeal,* se fabrică carbonatul de sodiu după metoda Solvay; la *Ocnele-Mureşului* (Uioara) se prepară prin metoda electrolitică. În aceste localităţi se prepară şi sodă caustică.

Procedeul Leblanc constă în a prepara carbonatul de sodiu încălzind sulfat de sodiu cu cărbune şi cu carbonat de calciu. Procedeul acesta e din ce în ce mai puţin întrebuinţat [1]).

Proprietăţi. Carbonatul de sodiu cristalizează cu zece molecule de apă, pe care o pierde în întregime, dacă-l încălzim ceva mai sus decât 100°.

Carbonatul de sodiu anhidru este o pulbere albă, ce se topeşte abia la 900° şi *nu se descompune* prin încălzire. E foarte stabil.

Cristalii de carbonat lăsaţi în aer pierd o parte din apă şi se pulverizează. Carbonatul de sodiu e solubil în apă şi soluţia sa are proprietăţi bazice; înălbăstreşte turnesolul, din cauză că sub influenţa apei se descompune în parte în acid carbonic şi hidroxid de sodiu [2]). Aceasta fiind o bază puternică înălbăstreşte turnesolul.

Mai toţi acizii descompun carbonatul de sodiu degajând CO_2.

Carbonatul de sodiu are foarte numeroase întrebuinţări. Amintim că serveşte la prepararea celor mai multe săruri de sodiu, la fabricarea sticlei, a săpunurilor, în spălătorie şi în bucătărie, la curăţitul vaselor, căci disolvă grăsimile.

8. Alte săruri de sodiu. Amintim *boraxul*, $B_4O_7Na_2 + 10H_2O$ şi *hiposulfitul de sodiu*, $S_2O_3Na_2 + 5H_2O$. Acesta din urmă se întrebuinţează pentru a fixa *clorul liber* şi a-l face deci nevătămător. Se numeşte *anticlor*.

$$S_2O_3Na_2 + 4Cl_2 + 5H_2O = 2NaCl + 2SO_4H_2 + 6HCl$$

---

1) Încălzit cu cărbune, SO_4Na_2 se transformă în SNa_2 şi $2CO_2$. Sulfura de sodiu, SNa_2, încălzită cu CO_3Ca dă CaS şi CO_3Na_2.

2) Nu putem explica aci mai lămurit fenomenul acesta de *hidroliză*. Din cauza lui însă sărurile neutre, formate de acizi slabi cu baze puternice, au reacţie bazică; iar sărurile acizilor puternici cu baze slabe au caracter acid. De exemplu, sulfatul de zinc.

Azotatul de sodiu, NO_3Na, sau *salpetru* de Chili. Se întrebuinţează în agricultură ca îngrăşământ, la prepararea acidului azotic şi, prin încălzire cu KCl, la prepararea azotatului de potasiu. E un oxidant energic.

Toate sărurile de sodiu sunt solubile în apă şi colorează flacăra în galben.

§ 50. Potasiul (K). Compuşii potasiului.

1. Proprietăţi. Potasiul e un metal alb-argintiu, foarte moale, mai uşor decât apa, uşor fuzibil [1]).

E şi mai oxidabil decât sodiul, de aceea se păstrează numai în petrol. Descompune apa cu foarte mare energie, punând în libertate o parte din hidrogenul acesteia, care se aprinde spontaneu în aer şi arde cu o flacără violacee, coloare datorită vaporilor de potasiu. Ponderea atomică a potasiului este 39.

Din cauza marii sale afinităţi chimice pentru oxigen şi oxidanţi în general, mânuirea potasiului este mai dificilă decât a sodiul şi, fiind şi mult mai scump decât acesta, de aceea nu are nicio întrebuinţare în industria chimică.

2. Starea naturală. Prepararea. Potasiul, fiind foarte oxidabil, nu se găseşte liber în natură, dar combinaţiile sale sunt foarte răspândite.

Cea mai mare parte din sărurile de potasiu se obţin, direct sau indirect, din depozitul salin dela *Stassfuhrt*, unde se găsesc în deosebi cloruri şi sulfaţi de potasiu.

Potasiul se obţine ca şi sodiul prin electroliza hidroxidului de potasiu, KOH, topit.

3. Combinaţiile potasiului prezintă foarte mare asemănare cu cele ale sodiului şi se prepară prin metode asemănătoare. Aproape toate sunt solubile în apă şi încălzite în flacăra fierbinte şi incoloră a gazului

[1]) Se topeşte la 62° şi fierbe la 758°.

de iluminat, o colorează în violaceu. Amintim câteva din aceste combinaţiuni.

Hidroxidul de potasiu, KOH, e o bază mult mai energică decât hidroxidul de sodiu. Se foloseşte în laboratoare şi în industria săpunurilor moi.

Clorura de potasiu, KCl, este principala sare de potasiu ce se găseşte în depozitul dela *Stassfuhrt*. Ea serveşte la prepararea mai tuturor celorlalte combinaţiuni ale potasiului: carbonatul, hidroxidul, cloratul şi azotatul. Se foloseşte mult şi în agricultură, ca îngrăşământ.

Cloratul de potasiu, ClOK, se prepară prin electroliza unei soluţiuni calde de clorură de potasiu [1]). Este un corp bine cristalizat în foiţe. E mai solubil în apa caldă decât în cea rece. E un oxidant foarte energic [2]). Prin încălzire degajă oxigen. In contact cu acidul clorhidric concentrat dă clor şi oxid de clor, un corp explozibil. Dacă lovim cu un ciocan un amestec de sulf şi de clorat de potasiu, aşezat pe o cărămidă, amestecul se aprinde.

Aceasta e însuşirea sa de căpetenie, care-l face să fie întrebuinţat în pirotehnie şi la prepararea chibriturilor. Se mai întrebuinţează şi în medicină ca antiseptic, la facerea unei ape de gură şi a gargarei.

Azotatul de potasiu, NO_3K, se numeşte şi *salpetru*. Se găseşte în unele ţări calde, la suprafaţa pământului [3]).

In industrie se prepară amestecând două soluţiuni

---

[1]) Se formează întâi KOH şi Cl şi apoi din reacţiunea acestora se produce clorat de potasiu: ClO_3K.

[2]) Experienţele cu clorat de potasiu trebuesc făcute cu *multă atenţiune*, căci pot da naştere la explozii periculoase.

[3]) Salpetru = *sal petrae*, sare de piatră. Amoniacul, produs prin putrefacţia materiilor organice azotoase, se oxidează sub influenţa fermenţilor nitrici. Acidul azotic astfel format preface piatra de var în azotat de calciu, iar carbonatul de potasiu din pământ, în azotat de potasiu.

fierbinți și concentrate, una de clorură de potasiu, cealaltă de azotat de sodiu. Se formează în acest amestec clorură de sodiu și azotat de potasiu.

Soluția se evaporează și se concentrează prin încălzire. Din această cauză, clorura de sodiu, care e tot așa de solubilă la cald, ca și la rece, se depune în mare parte. Soluția concentrată se lasă să se răcească; în acest caz, se depune azotatul de potasiu, care e mult mai puțin solubil la rece decât la cald. Clorura de sodiu rămâne aproape toată în soluție.

Avem aci o *dublă descompunere:*

$$KCl + NO_3Na = NO_3K + NaCl.$$

Separarea azotatului de potasiu din amestecul acestor patru sări *se obține folosind marea variație cu temperatura a solubilității acestui corp.*

Azotatul de potasiu cristalizează fără apă și nu absoarbe umiditatea, cum o face azotatul de sodiu. Din această cauză, fiindcă e și oxidant, se întrebuințează la prepararea *pulberii de vânat.* Prin încălzire, azotatul de potasiu se descompune degajând oxigen.

Pulberea de vânat e un amestec explozibil din ce în ce mai puțin întrebuințat. Este făcută din azotat de potasiu (ca oxidant) și din sulf și cărbune de lemn (ca combustibile).

Carbonatul de potasiu, CO_3K_2, se găsește și în cenușa plantelor, de unde s'a extras mult timp. Se întrebuințează la fabricarea sticlei și a unor săpunuri.

Observare. Faptul că potasiul se găsește în așa de mare cantitate în cenușa plantelor terestre, este o dovadă că acest element este unul din corpurile necesare vieții plantelor. De aceea îngrășămintele agricole, chimice conțin și potasiu.

4. Familia metalelor alcaline. Sodiul, potasiul împreună cu alte trei metale monovalente, nestudiate: litiul, rubidiul și cesiul, alcătuesc familia metalelor *alcaline.* Cesiul are cea mai mare afinitate chimică dintre toate metalele și dă cel mai puternic hidroxid bazic, dintre toate metalele.

§ 51. Argintul (Ag).

1. Starea naturală. Argintul e un metal ce se găseşte în natură şi în stare nativă, şi combinat cu sulful şi uneori cu clorul. Minereurile de argint conţin adeseori şi alte metale.

2. Proprietăţi. Argintul e metalul cel mai alb şi mai strălucitor, cu deosebire când este luciet. E foarte maleabil şi ductil. Dintr'un gram de argint se poate trage un fir lung de un kilometru. E metalul cel mai bun conducător de căldură şi de electricitate. Incălzit la o temperatură înaltă se topeşte [1]) şi încălzit mai tare se preface în vapori. Argintul topit disolvă oxigenul. E de vreo zece ori mai greu decât apa şi cristalizează în sistemul cubic, *ca mai toate metalele.*

Argintul are foarte slabe afinităţi chimice. Nu se combină direct cu oxigenul la nicio temperatură, *sub presiunea atmosferică* [2]). Această însuşire, alăturea de strălucirea sa, îl face să fie întrebuinţat ca metal preţios, la facerea podoabelor. Halogenii îl atacă puţin. Mai uşor îl atacă sulful şi hidrogenul sulfurat, care-l transformă în sulfură de argint, Ag_2S, un corp negru. Din cauza hidrogenului sulfurat sau a sulfului, multe din obiectele de argint se înnegresc.

Acizii sulfuric şi clorhidric diluaţi nu-l atacă. Acidul sulfuric concentrat îl atacă la cald şi-l transformă în sulfat de argint: SO_4Ag_2. In acelaşi timp se degajă SO_2. Adevăratul disolvant al argintului este acidul azotic, cu care dă vapori nitroşi şi azotat de argint, NO_3Ag, numit şi *piatra iadului.*

3. Azotatul de argint e un corp solid, cristalizat, solubil în apă. Se topeşte uşor şi se toarnă adeseori în beţişoare cilindrice *(piatra iadului).* Aşa se între-

[1]) Pe la 960° se topeşte, iar pe la 2000° fierbe. Vaporii de argint au molecula alcătuită dintr'un singur atom. Simbolul chimic este Ag: ponderea atomică, 108. E monovalent.

[2]) *Sub presiune mărită* şi la cald se oxidează într'o atmosferă de oxigen.

buinţează în medicină. Azotatul fiind oxidant oxidează uşor materiile organice, cum sunt ţesuturile animale, de exemplu, pielea. In contact cu aceste materii, azotatul *se reduce uşor* în argint pulverulent, negru. Din această cauză, materiile organice atinse de azotatul de argint se înnegresc.

4. Clorura, bromura şi iodura de argint. *Experienţe.* Intr'o eprubetă de sticlă turnăm câtiva centimetri cubi de o soluţie de azotat de argint. Dacă în această soluţie turnăm câteva picături de o soluţie apoasă de hidroxid de sodiu sau de potasiu, se formează un precipitat negru, de oxid de argint [1]), Ag_2O. Adăugând amoniac, precipitatul *se disolvă* [2]).

Peste o soluţie de azotat de argint din altă eprubetă turnăm câteva picături de soluţie de clorură de sodiu sau de acid clorhidric. Se separă imediat un precipitat alb, brânzos. Este clorura de argint, AgCl, un corp insolubil în apă şi în acizi. Dacă peste acest precipitat, separat şi spălat, turnăm o soluţie de amoniac, precipitatul se disolvă şi se obţine o soluţie limpede.

Clorura de argint se disolvă şi în hiposulfit de sodiu ($S_2O_3Na_2$), şi în cianura de potasiu, (KCN).

In mod analog se obţin precipitate insolubile de bromură de argint, AgBr, gălbuie şi de iodură de argint galbenă, AgI. Se întrebuinţează soluţiuni de bromură şi de iodură de sodiu.

Experienţă. Precipitatul alb de clorură de argint lăsat câtva timp la lumină se înnegreşte, căci sub acţiunea luminii se descompune în parte; se separă o parte din clor. La fel *se reduc*, sub influenţa luminii, bromura şi iodura de argint.

Pe această proprietate a acestor săruri halogenate ale argintului se întemeiază întrebuinţarea lor în fotografie [3]).

In acest scop se întrebuinţează mai mult bromura de argint. Acest corp se amestecă cu gelatină sau cu colodiu şi se întinde sub forma unei pieliţi subţiri, pe o placă de sticlă sau pe o foaie de hârtie. Asemenea placă *sensibilă*, aşezată în camera obscură a aparatului fotografic, este expusă la lumina, ce vine

---

[1]) Ag_2O este foarte puţin solubil în apă. Se admite că în soluţia apoasă există urme de AgOH, căci soluţia are un caracter bazic, bine pronunţat.

[2]) Atomul de argint formează cu amoniacul şi cu alte grupări de atomi, *ioni negativi, solubili*, de constituţie *complexă*. De exemplu, se cunosc *anionii* monovalenţi: $Ag(NH_3)_2$, $Ag(CN)_2$. Foarte multe metale grele formează astfel de ioni complexi, negativi.

[3]) Amănuntele se vor studia în cursul de fizică.

dela obiectul ce voim să fotografiem. După cum diversele părți ale obiectului trimit mai multă sau mai puțină lumină, părțile plăcii sensibile, atinse de razele respective, sunt mai mult sau mai puțin atacate, adică bromura de argint este mai mult sau mai puțin *redusă*.

5. Oglinzi de argint. *Experiență.* Intr'o eprubetă de sticlă foarte curată [1]), se toarnă câțiva centimetri cubi dintr'o soluție amoniacală de azotat de argint [2]). Peste această soluție se toarnă un volum, egal cu jumătate din volumul ei, a unei soluțiuni de *formol* [3]) (1%). După puțin timp se formează pe pereții interiori ai eprubetei o oglindă metalică, foarte strălucitoare.

Explicare. Sub influența acțiunii *reducătoare* a formolului, azotatul de argint este redus, iar argintul pulverulent și foarte fin se depune pe peretu eprubetei.

Pe această reacțiune se întemeiază fabricarea oglinzilor de argint, depus pe plăci de sticlă.

6. Aliaje de argint. Fiindcă argintul este moale, s'ar uza prea repede, dacă s'ar întrebuința curat la facerea monezilor și a diverselor obiecte de podoabă. Pentru acest scop se aliază, în diferite proporții, cu cuprul. Aliajele de argint sunt mai dure și se lucesc mai bine.

Aliajul pentru monezi conține 100—135 părți cupru la 1000 părți de aliaj. Aliajul pentru bijuterii conține până la 200 părți cupru la 1000 părți aliaj.

Cu mercurul, argintul dă la temperatura ordinară un amalgam.

7. Experiență foarte importantă. Introducem o lamă curată de zinc sau de fier într'o soluțiune de azotat de argint. Se depune argint metalic pe lama respectivă. Zincul sau fierul *au trecut în soluție înlocuind* argintul, care este mai puțin oxidabil.

---

[1]) Se spală cu alcool apoi cu acid azotic, cu eter și în urmă cu apă distilată așa, ca să nu rămână nicio urmă de grăsime sau de pulberi minerale sau organice.

[2]) Se ia o soluție de azotat de argint (5%) și se picură într'însa amoniac, până ce precipitatul format la început se disolvă complet.

[3]) Formolul este o substanță organică *reducătore*.

O picătură de mercur pusă în fundul soluției de azotat de argint se acopere de ace formate din *amalgam de argint*.

Pe asemenea substituiri se bazează în parte extragerea argintului din minereurile de argint.

8. Extragerea argintului se face în mai multe feluri. Minereurile ce conțin sulfură de argint, (Ag_2S), sunt prăjite în aer. Sulfura se transformă în sulfat de argint, SO_4Ag_2, care se disolvă în apă. Din soluție, argintul se separă cu ajutorul fierului.

Alt procedeu constă în a pisa mărunt minereul de argint (cu Ag_2S sau AgCl) și a-l trata cu o soluție apoasă de cianură de sodiu, NaCN, care disolvă și sulfura, și clorura de argint. Din această soluțiune, argintul se precipită sub formă de amalgam cu ajutorul mercurului.

§ 52. Calciul (Ca).

1. Proprietăți. Calciul este un metal alb-albăstriu, strălucitor, puțin mai greu decât apa.

Aerul uscat, clorul, bromul și florul nu-l atacă la temperatura ordinară. Încălzit în aer, arde cu flacără galbenă și dă oxidul CaO. Calciul descompune apa la temperatura ordinară, degajând hidrogen și prefăcându-se în hidroxid de calciu, $Ca(OH)_2$, care e o bază destul de puternică, dar puțin solubilă în apă. Ca metal nu are nicio întrebuințare, deși este un reducător foarte energic. Este bivalent. Ponderea sa atomică e 40.

2. Starea naturală Calciul nu se găsește liber în natură, dar sunt foarte răspândite combinațiile sale: carbonatul, silicații, sulfatul, fosfatul, florura și clorura.

In mare cantitate se găsește și în oasele animalelor, sub formă de fosfat și de carbonat de calciu. Și în corpul plantelor se găsesc săruri de calciu.

3. Prepararea. Calciul se prepară prin electroliza clorurii de calciu topite [1]) prin încălzire.

[1]) Se adaugă puțină florură, CaF_2, pentru ca clorura să se topească mai ușor, la o temperatură mai joasă. Fluorina este un fondant (topitor). Asemenea fondanți se folosesc adesea în metalurgie.

4. Fluorina, (CaF_2), este un mineral ce se găsește foarte răspândit în natură. Cristalizează în cubi sau în forme derivate din cub. Când este perfect curată, fluorina e transparentă și are înfățișarea sticloasă. Mai adeseaori e colorată.

Se întrebuințează de mult timp în metalurgie, ca topitor, căci, adăugată la minereurile din care prin încălzire se scot diferitele metale, se combină ușor cu materiile străine (ganga) ce întovărășesc acele minereuri și dă cu această gangă o sgură ce se topește ușor. Această sgură fiind și ușoară se ridică la suprafață, de unde se scurge și astfel se separă de restul minereului pur. Numele de fluorină vine dela această însușire (fluere = a curge, fluviu).

In laborator și în industria chimică se întrebuințează la prepararea acidului florhidric.

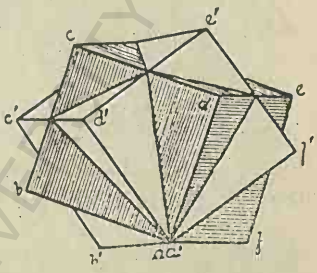


Fig. 133. Macla fluorinei.

5. Macle se numesc grupe de cristali ce aparțin aceluiași mineral și care sunt formate fie prin juxtapunerea a doi cristali, fie prin pătrunderea lor reciprocă. O maclă interesantă este macla fluorinei, formată mai adesea din doi cristali cubici. Vom vedea mai jos, la gips, și mai departe, la casiterită, exemple de macle prin juxtapunere.

Spre deosebire de cristalii simpli, maclele prezintă unghiuri diedre concave (ce intră), a căror mărime atârnă de natura chimică și de forma cristalului. (Fig. 133).

6. Carbonatul de calciu, CO_3Ca, este combinația naturală cea mai răspândită și mai importantă a calciului. Se mai numește și **calcar** și se găsește în mai multe varietăți.

Calcita (fig. 136) este un carbonat de calciu pur, cristalizat în romboedri, aparținând sistemului hexagonal. Când e perfect transparentă se numește *spat de Islanda* (Fig. 134). E un corp ce produce o puternică *birefringență* a razelor de lumină ce-l străbat, adică pentru fiecare rază incidentă se obțin două raze refractate. Din această cauză se întrebuințează în unele aparate optice.

Aragonita este o altă varietate naturală de carbonat de calciu pur, cristalizat în sistemul *ortorombic*.

Dimorfism. Corpurile care cristalizează în două sisteme cristaline se zic corpuri *dimorfe*. Proprietatea aceasta se numește *dimorfism*. Și sulful, am văzut că este dimorf.

Marmora este un calcar compact, alcătuit din cristali

Fig. 134. Birefringența spatului de Islanda.

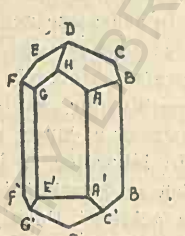


Fig. 135. Formă cristalină ce se observă la calcită.

foarte mici. Fiindcă e dură, se lucrează și se lustruește foarte bine. Se întrebuințează în construcție și în ornamentație.

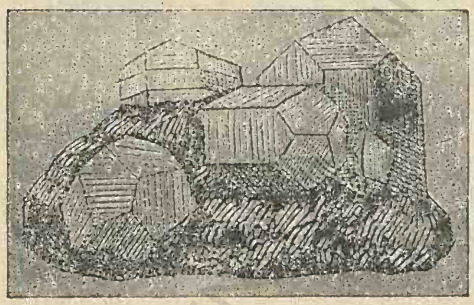


Fig. 136. Calcită.

Piatra litografică e tot un calcar compact, ușor de lustruit. Se întrebuințează la copiat scrisul în litografie.

Creta e un calcar sfărâmicios, cu bobul fin, alcătuit din nenumărate scoici microscopice. Se întrebuințează la scris[1]).

Piatra de zidit sau *piatra de var* e calcarul ordinar cel mai răspândit. Munți întregi sunt formați din piatră de zidit.

Acest corp are o coloare sură sau gălbuie, e sfărâmicios.

[1]) Multă din creta folosită la scris este formată din gips, sulfat de calciu; nu e calcar.

Marna e un calcar natural, amestecat cu cantităţi diferite de argilă. Pământul arabil conţine cantităţi variabile de calcar impur, în formă de fricele, aduse de apă.

Fig. 137. Stalactite şi stalagmite.

Am văzut că, dacă trecem un curent de CO_2 prin apa de var, se formează un precipitat alb de CO_3Ca, deoarece acest corp este insolubil în apă.

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CO_3Ca + H_2O$$

Trecând mai mult timp bioxid de carbon, prin această apă cu precipitatul de carbonat de calciu, acest din urmă corp trece în soluţie; apa se limpezeşte. S'a format carbonat acid de calciu, $(CO_3H)_2Ca$, corp solubil.

Dacă încălzim această soluţiune, bioxidul de carbon se degajă şi se depune din nou carbonatul de calciu.

Această experienţă ne explică formarea unor varietăţi de calcar, ce se găsesc în natură.

Apa de ploaie conţine bioxid de carbon. Pătrunzând în pământurile ce conţin calcar, disolvă o parte din acesta. Când iese la lumină, în bolta vreunei peşteri, CO_2 se degajă, iar carbonatul se depune fie la partea superioară a bolţii **(stalactite)**, fie la partea inferioară **(stalagmite)** (fig. 137).

Tot aşa se explică formarea *tufurilor calcare*, a *calcarului oolitic* şi *pisolitic*.

Proprietăţile chimice principale ale carbonatului de calciu sunt următoarele trei, pe care uşor le putem arăta experimental:

a. Carbonatul de calciu produce efervescență cu toți acizii, fiindcă e descompus de aceștia cu degajarea de CO_2, corp volatil.

De exemplu, dacă turnăm acid clorhidric diluat peste piatră de var (marmoră, etc.), se produc fenomenele descrise:

$$CO_3Ca + 2HCl = CO_2 + CaCl_2 + H_2O$$

b. Carbonatul de calciu este insolubil în apă și nu are nicio acțiune asupra turnesolului. E solubil în apa ce conține în disoluțiune CO_2.

c. Prin încălzire la o temperatură ceva mai înaltă, carbonatul de calciu se descompune în CaO și CO_2.

Experiența se face calcinând o bucățică de marmoră, într'un creuzet de platină sau de porțelan. Corpul alb, sfărâmicios, ce se obține, e puțin solubil în apă și înălbăstrește turnesolul. E un oxid bazic, CaO.

Observare. Dacă încălzim carbonatul de calciu într'un vas închis, nu se descompune decât în parte în CaO și CO_2; o parte de CO_3Ca rămâne nedescompus. Se stabilește un echilibru chimic între CO_2, CaO și CO_3Ca. Raportul dintre CO_3Ca și CaO depinde numai de temperatură. Dacă mărim presiunea bioxidului de carbon format, putem să încălzim carbonatul fără să se descompună [1]). In acest caz, corpul se topește și prin răcire se solidifică în masă cristalină: *marmora.*

Așa se admite că s'a format marmora în natură: sub influența presiunii și a temperaturii exercitate asupra straturilor de calcar sedimentar.

Principalele întrebuințări ale calcarului sunt cele amintite mai sus.

7. Oxidul de calciu, CaO. Se numește *var nestins* și se prepară în foarte mare cantitate în industrie, calcinând în cuptoare speciale (fig. 138, vărării) calcarul ordinar sau piatra de var, fie singură, fie amestecată cu cărbune. Piatra de var se amestecă cu cărbune, a cărui ardere produce căldura necesară descompunerii carbonatului.

[1]) Avem un exemplu de influența presiunii asupra fenomenelor chimice.

Bioxidul de carbon pus în libertate este uneori cules în vase speciale și se folosește în anumite scopuri. (In fabricile de zahăr, la fabricarea carbonatului de sodiu după procedeul Solvay etc.).

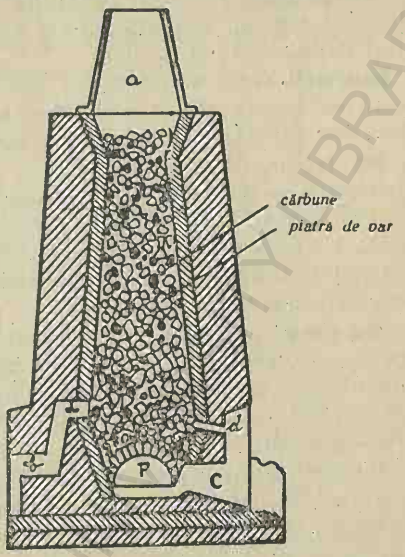


Fig. 138. Cuptor continuu pentru prepararea varului.

Oxidul de calciu este un corp alb, amorf, care nu se topește decât la temperatura arcului voltaic (3500°). Lăsat în aer absoarbe apa și se preface într'o pulbere albă: $Ca(OH)_2$, *var stins.* Cu timpul absoarbe și CO_2 din aer și se preface în carbonat. Varul nestins se întrebuințează la prepararea amoniacului și a altor baze.

Hidroxidul de calciu $Ca(OH)_2$ sau *varul stins* se obține udând oxidul de calciu cu o cantitate suficientă de apă. In acest caz se încălzește, se umflă și apoi se fărâmițează. S'a transformat în var stins, $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$.

Varul stins e puțin solubil în apă. Soluția se chiamă *apă de var* și e o bază destul de puternică. Se folosește în laborator pentru a recunoaște bioxidul de carbon. Amestecat cu mai multă apă, dă *laptele de var,* care se întrebuințează la spoit și la desinfectat.

Oxidul de calciu e baza industrială cea mai ieftină.

8. Sunt mai multe soiuri de var.

Varul gras e alb și curat. Când se stinge, se umflă, desvoltă

multă căldură şi dă o pastă unsuroasă. Se prepară din calcar curat.

Varul slab e cenuşiu. Desvoltă puţină căldură combinându-se cu apa, nu se umflă; pasta e aspră. El conţine şi puţin oxid de magneziu şi de fier.

Tencueli. Varul amestecat cu apă şi cu nisip se întrebuinţează la facerea *tencuielelor* destinate a lega diversele părţi (cărămizi pietre) ale unei zidării. Apa din tencuială se evaporează repede, dar cu toate acestea pereţii rămân umezi, căci hidroxidul de calciu, $Ca(OH)_2$, absoarbe mereu CO_2 din aer şi se transformă în CO_3Ca şi H_2O. Prin această transformare, zidăria se întăreşte încetul cu încetul.

Rostul nisipului este de a face tencuiala mai poroasă şi a fi deci mai uşor străbătută de CO_2.

Cimentul este un amestec pulverulent, ce are proprietatea de a se întări foarte tare, când este muiat cu apă. Se obţine calcinând, în cuptoare speciale şi la o temperatură foarte înaltă, un amestec pulverulent de piatră de var şi de argilă. Produsul calcinării este apoi foarte fin pulverizat.

Cimentul conţine pe lângă CaO (50—60%) şi SiO_2 (vreo 24½) şi Al_2O_3 (8%). Întărirea acestui amestec în contact cu apa este datorită probabil formării unor combinaţiuni chimice: aluminat de calciu şi silicaţi de calciu şi de aluminiu[1]).

Varul hidraulic este tot un fel de ciment; el se întăreşte mai repede şi mai bine în contact cu multă apă; deci mult mai uşor sub apă, decât în aer.

9. Carbura de calciu. Incălzind în cuptorul electric var cu cărbune, se obţine C_2Ca, *carbura de calciu*, şi CO.

Carbura de calciu tratată cu apă dă acetilen:

$$C_2Ca + 2H_2O = C_2H_2 + Ca(OH)_2.$$

Trecând clor prin lapte de var se obţine *clorura de var*, un corp alb, ce degajă uşor clor în contact cu acizii, chiar şi cu CO_2 din aer: $Ca\begin{matrix}OCl\\Cl\end{matrix}$. Se întrebuinţează ca desinfectant şi decolorant.

10. Sulfatul de calciu se găseşte în natură ca mineral bine cristalizat, în două varietăţi: una foarte răspândită conţine apă de cristalizare şi se numeşte *gips* ($SO_4Ca + 2H_2O$); alta mai rară, anhidră se numeşte *anhidrită*.

[1]) Formarea de cristali de silicat de calciu hidratat ce se împâslesc e cauza principală a întăririi cimentului în contact cu apa.

Sulfatul de calciu, deşi e puţin solubil în apă, se găseşte şi în unele ape de izvor.

Se poate obţine în laborator sub formă de *precipitat* [1]) alb, dacă turnăm o soluţie de sulfat de sodiu peste o soluţie de clorură de calciu.

$$CaCl_2 + SO_4Na_2 = SO_4Ca + 2NaCl.$$

Prin încălzire potrivită, gipsul pierde trei sferturi din apa sa de cristalizare, se pulverizează şi se preface în *ipsos*. Acesta muiat cu apă îşi recapătă apa de cristalizare, cristalizează şi căpătând o structură fibroasă se întăreşte foarte tare, prefăcându-se într'o masă compactă şi rezistentă. Rezistenţa gipsului astfel obţinut creşte, dacă i se adaugă cleiu, borax şi unii oxizi metalici. In acest caz se numeşte *stuc* şi se lustruieşte aşa de bine, că poate imita marmora colorată.

Se întrebuinţează la facerea statuelor, a diverselor ornamente şi obiecte de podoabe, a bandagelor, etc.

11. Prisma rombică înclinată este forma primitivă a sistemului cristalin *clinorombic* căruia aparţin cristalele de gips. Această prismă se poate obţine din prisma ortorombică, dacă pe aceasta o deformăm aşa, ca axele mici (cele 2 diagonale ale rombului) să rămână perpendiculare una pe alta, însă axa principală să rămâie perpendiculară numai pe una din acele două axe; faţă de cealaltă să fie înclinată.

Feţele laterale ale prismei rombice oblice nu mai sunt dreptunghiuri egale, ci paralelograme egale. E uşor de văzut că această formă cristalografică nu are decât o singură axă de simetrie binară şi anume axa mică, ce este perpendiculară şi pe cealaltă axă mică, şi pe axa principală.

Din această formă primitivă se obţin forme deri-

[1]) Fiindcă e insolubil, se poate separa şi deci prepara în felul acesta.

vate înlocuind muchiile sau unghiurile solide identice, cu fețe plane.

Adeseaori cristalii de gips se prezintă îngemănați câte doi așa, că au aspectul unui fier de lance (fig. 139, 140).

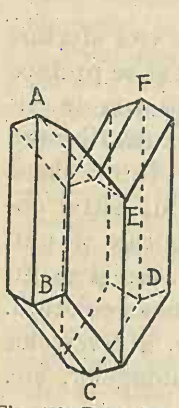


Fig. 139. Doi cristali clinorombici îngemănați.

Fig. 140. Cristali de gips grupați în formă de lance.

12. Fosfatul de calciu, $(PO_4)_2Ca_3$, este cel mai răspândit fosfat și cel mai important compus al fosforului. In natură se găsește și în mase amorfe *(fosforit)*, și cristalizat în forme ce aparțin sistemului hexagonal. In acest din urmă caz, e combinat cu clorură sau cu florură de calciu și alcătuește mineralul numit *apatită*.

Fosfatul de calciu se găsește și în oase, de unde se extrage prin calcinarea oaselor în aer, pentru a arde complet materia organică, *oseina*. Cenușa de oase astfel obținută conține aproape 80% fosfat de calciu.

Fosfatul de calciu amestecat cu oxid de calciu și cu mici cantități de alte materii se găsește și în sgura ce se obține ca product secundar, în prepararea fierului după procedeul bazic *Thomas*.

Fosfatul de calciu este un îngrășământ prețios pentru plante și de aceea e foarte mult întrebuințat în agricultură, când e vorba de cultura intensivă a unor plante cum sunt cerealele, leguminoasele, sfecla, cartofii. Fiindcă fosfatul de calciu (tricalcic) este insolubil și ca atare nu poate fi absorbit de rădăcinile plantelor, se solubilizează, prefăcându-se în sulfat biacid

de calciu (monocalcic): $(PO_4H_2)_2Ca$. In acest scop se tratează fosfatul tricalcic cu cantitatea necesară de acid sulfuric. Se obține o masă solidă, amestec de fosfat biacid de calciu și de sulfat de calciu, care sub numele de *superfosfat de calciu* se vinde în comerț pentru nevoile agriculturii.

$$(PO_4)_2Ca_3 + 2SO_4H_2 = (PO_4H_2)_2Ca + 2SO_4Ca$$

Observare. În cantități mici, în scoarța pământului se găsesc fosfați solubili ce sunt absorbiți de plante. Acești fosfați provin din desagregarea și prefacerea rocilor eruptive ce conțin fosfați.

13. Familia metalelor alcalino-pământoase. La fel cu calciul mai sunt încă două metale bivalente, *stronțiul* și *bariul*, cu care împreună formează familia metalelor alcalino-teroase. Se numesc așa, fiindcă au proprietăți chimice mijlocii între acelea ale elementelor alcaline și acelea ale metalelor zise pământoase, din care fac parte aluminiul și alte metale.

Carbonații alcalino-teroși sunt insolubili în apă și se descompun prin încălzire la temperaturi înalte, pe când cei alcalini sunt solubili și nu se descompun prin încălzire. Sulfații, în deosebi cel de bariu, sunt insolubili.

Observare. Faptul că apa ce conține bioxid de carbon disolvă carbonatul de calciu, are o importanță considerabilă în economia naturii moarte, a regnului mineral. Dacă sarea de calciu amintită, insolubilă în apă pură, n'ar fi solubilă în apa ce conține boxid de carbon și nu s'ar preface în bicarbonat de calciu, *corp solubil, dar puțin stabil*, cu totul alt aspect ar avea scoarța pământului. Multe din văile și prăpăstiile ce le prezintă unele regiuni muntoase, multe din grotele acestora n'ar exista. In multe părți ale suprafeței pământului, în locul munților accidentați de coaste prăpăstioase, am avea podișuri întinse, aproape plane. De asemenea n'ar exista multe regiuni întinse, alcătuite din calcarul depus în epocele geologice, în

fundul mărilor și al oceanelor, calcar provenit din descompunerea bicarbonatului de calciu din apa acelor mări.

In adevăr, apa ploilor dizolvând o parte din bioxidul de carbon din atmosferă, căzând pe pământ și pătrunzând în crăpăturile acestuia, dizolvă încetul cu încetul carbonatul de calciu întâlnit în calea sa și în felul acesta schimbă cu timpul constituția și aspectul regiunilor calcaroase prin care a trecut. In locul masivelor calcare se formează văi sau peșteri.

Apa încărcată cu bicarbonat de calciu iese din pământ sub formă de izvoare și formează pârae, râuri și fluvii și, ajungând în mare, pierde cu timpul bioxidul de carbon și depune carbonatul de calciu insolubil. Așa s'au format în lungile epoce geologice multe din rocile sedimentare calcaroase.

Apa ce conține în dizoluție bioxid de carbon exercită o acțiune dizolvantă mai slabă și asupra altor minerale insolubile cum sunt unii silicați dubli de aluminiu și de potasiu ce există în multe roci (pietre). In locul silicatului de potasiu se formează silice și carbonat de potasiu solubil care, dus de apă, pătrunde în scoarța pământului și este absorbit de plante. Firicelele de silicat de aluminiu, mai adesea amestecate cu firicele de nisip cvarțos, de oxizi de fier și de alte metale, alcătuesc argila, un pământ la nașterea căruia a contribuit în mare parte apa ce conține bioxid de carbon.

Iată, de ce zicem că acțiunea dizolvantă a apei acidulate cu acest gaz, formarea bicarbonatului de calciu solubil din carbonatul insolubil și refacerea acestuia prin descompunerea bicarbonatului au avut și au un rol important în prefacerile produse în scoarța pământului.

Vedem ce importante efecte pot produce cauze în aparență neînsemnate; „buturuga mică răstoarnă carul mare"; „picătura mică găurește piatra".

Observarea 2. Acțiunii dizolvante ce o executa apa de ploaie asupra diverselor corpuri ce le întâlnește în mersul ei subteran se datoresc numeroasele izvoare de ape minerale, din care unele se folosesc în medicină.

§ 53. Elementele necesare creșterii plantelor.

(Citire).

Numeroase experiențe și analize au demonstrat că, pentru creșterea lor, plantele au absolută nevoie să poată introduce în organismul lor, sub formă de combinațiuni, douăsprezece ele-

mente: şapte metaloide (carbon, oxigen, hidrogen, siliciu, azot, fosfor, sulf) şi cinci metale (potasiu, calciu, magneziu, fier şi sodiul).

Am văzut că prin fenomenul asimilaţiunii şi sub influenţa energiei luminoase, plantele (părţile verzi ale acestora, frunzele) absorb carbonul din aerul atmosferic sub formă de bioxid de carbon, din care eliberează oxigenul. Celelalte nouă elemente, plantele le absorb prin rădăcinile lor din pământ, sub formă de soluţiuni apoase de diverse săruri ce conţin elementele amintite. Oxigenul şi hidrogenul sunt absorbite de rădăcină din pământ, sub formă de apă, ce provine din atmosferă.

Diversele săruri solubile ce conţin elementele amintite aci se găsesc răspândite în pământul arabil. Ele provin din descompunerea (desagregarea) şi prefacerile chimice pe care le încearcă multe din rocile ce alcătuesc scoarţa pământului. Sub acţiunea variaţiilor de temperatură, a vântului, a îngheţului şi desgheţului, a apei, mai ales a celei încărcate cu *bioxid de carbon*, rocile amintite încearcă diferite prefaceri din care rezultă în cele din urmă şi sărurile solubile ce conţin elementele necesare creşterii plantelor.

Dintre aceste elemente, potasiul, calciul, azotul şi fosforul sunt cu deosebire foarte mult consumate de plante, în deosebi de plantele cultivate în pământul arabil. Şi fiindcă sunt absorbite din acest pământ în cantitate cu mult mai mare decât aceea în care se refac în mod natural, pe calea amintită a desagregării şi prefacerii rocelor, pământul arabil ajunge să conţină cantităţi din ce în ce mai mici din acele elemente şi cu timpul ajunge *sterp*, ne mai putând hrăni niciun fel de plante. De aceea e nevoie să introducem în acest pământ elementele amintite sub formă de *îngrăşăminte*.

Cel dintâiu învăţat care s'a ocupat cu această problemă a folosirii îngrăşămintelor chimice necesare vieţii plantelor a fost chimistul german *Liebig*.

Siliciul şi fierul sunt totdeauna în pământul arabil în cantitate mare, mai mare decât cea necesară creşterii plantelor, de aceea nu e nevoie să le introducem artificial, Nu e tot aşa cu potasiul, fosforul şi azotul şi uneori calciul. Am văzut mai înainte de unde absorb plantele azotul aşa de necesar creşterii lor şi care serveşte mai ales la producerea albuminei vegetale.

Potasiul se introduce sub formă de săruri de potasiu (mai ales clorură şi sulfat), ce se extrag din imensele depozite sa-

line aflătoare în Germania şi formate prin evaporarea apelor unor mări din epoci geologice mai vechi.

Potasiul, este în deosebi necesar creşterii unor plante ca sfecla, cartofii, leguminoasele, cerealele, unele legume, a unor pomi fructiferi, a viţei de vie, etc.

Fosforul de asemenea este folosit de plante în cantitate mai mare decât se poate reface pe calea naturală amintită mai înainte. Acest element este în special necesar producerii albuminii vegetale. Cerealele, leguminoasele, cartofii şi sfeclele absorb din pământ mari cantităţi de fosfor sub formă de fosfaţi solubili, care azi, de când se face cultură intensivă, ajung în pământul arabil mai mult pe cale de îngrăşăminte chimice ale căror izvor sunt oasele, fosforitul şi făina de fosfat *Thomas*, cum s'a arătat mai înainte.

Calciul, sub formă de carbonat şi de bicarbonat de calciu, de asemenea se găseşte în pământul arabil. El e necesar creşterii tuturor plantelor, căci le întăreşte ţesuturile. Cu deosebire e necesar leguminoaselor.

Afară de aceasta, calciul sub formă de var (oxid de calciu, sau chiar şi de carbonat de calciu) este necesar terenurilor acide, care vatămă plantelor. Varul fiind o bază puternică neutralizează acizii ce se produc în terenurile îngrăşate cu îngrăşământ artificial de natură animală, precum şi cele ce conţin *humus*. Intre aceşti acizi este şi acidul carbonic ce provine din putrezirea resturilor de plante, precum şi a gunoiului de vite (bălegarului şi urinii) cu care se îngraşă adeseaori pământul arabil, în mod natural.

Azotul ca şi fosforul, şi mai mult decât acesta, este elementul constitutiv al albuminei vegetale, al materiei ce serveşte de suport vieţii plantelor şi animalelor. Am văzut că, deşi acest element se găseşte în mare cantitate în aerul atmosferic, plantele nu-l pot absorbi de aci spre a-l asimila, cum se întâmplă cu carbonul. Pentru a fi absorbit şi asimilat, azotul trebue să fie prefăcut în săruri solubile, în special în azotaţi. Am văzut mai înainte principalele izvoare ale azotului folosit în agricultură.

Din cele arătate mai sus vedem că plantele îşi trag toată hrana lor din natura moartă, din regnul mineral. Din materiile ce le absorb din acest regn, plantele fac combinaţiunile organice complicate, necesare manifestărilor vieţii, în special substanţele albuminoide. Laboratorul unde se face aceste minunate combinaţiuni sunt frunzele.

In acelaşi timp, vedem cât de necesare, sunt îngrăşămintele chimice pentru cultura *intensivă*.

Omul și animalele își trag hrana lor direct sau indirect numai din materiile produse de plante, deci, în definitiv din regnul mineral.

§ 54. Sticla.

1. Am văzut că silicații alcalini sunt solubili în apă, sunt amorfi și se topesc ușor. Silicații de calciu sunt insolubili, se topesc foarte greu și mai adeseaori sunt cristalizați. Topind împreună un amestec de silicați alcalini și de silicat de calciu se obține o masă *amorfă*, omogenă, transparentă, rezistentă, practic insolubilă și relativ ușor fuzibilă. Aceasta e sticla. Ea e o soluție solidă sau mai exact un lichid foarte vâscos, în stare de suprafuziune. Nu are un punct de topire fix, ci prin încălzire trece treptat prin o serie de stări intermediare între fluiditatea perfectă și starea solidă.

Sticla e cunoscută din vechime și este unul din marile bunuri ale civilizației, care au contribuit mult la progresul și al științei, și al sănătății omului.

2. Proprietăți. Proprietățile sticlei variază în oarecare limită cu felul și cu proporția materiilor din care e alcătuită.

Apa atacă foarte greu sticla; dar cu timpul, și mai ales apa caldă, îi disolvă cu încetul o parte din bazele alcaline și capătă reacțiune alcalină. Soluțiile alcaline îi disolvă cu încetul silicea, SiO_2; iar acizii îi iau puțin din alcalii. Corpul care atacă foarte ușor sticla este acidul florhidric.

Compoziția normală a sticlei corespunde la formula următoare: $A_2O,MO,6SiO_2$. **A** este un metal alcalin (Na sau K), **M** este calciu sau plumb [1]). Și alte metale intră în constituția sticlelor speciale (Zn, Al, Fe, Mg, Mn, Sn, etc.).

Sunt două feluri *principale de sticlă:*

Sticle cu baza de calciu și sticle cu baza de plumb.

[1]) Sticla conține cam 70% silice, SiO_2.

3. Fabricarea sticlei. (fig. 141—143). Ca materiale prime pentru fabricarea sticlei se întrebuințează, după felul acesteia, următoarele: SiO_2 (cvarț sau nisip foarte curat), CaO (piatra de var,

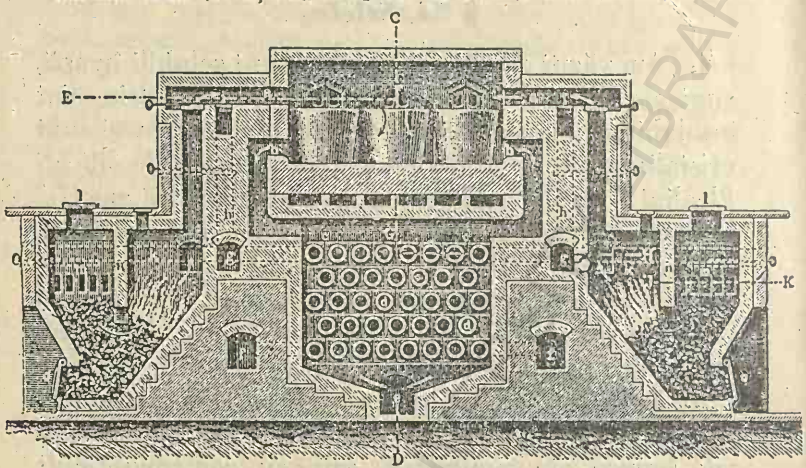


Fig. 141. Cuptor pentru fabricarea sticlei.

marmoră sau chiar var nestins), Na_2O sau K_2O (carbonat, sulfat de sodiu sau de potasiu) și miniu, Pb_3O_4, sau masicot, PbO.

Aceste corpuri, fin pulverizate, se amestecă în proporții

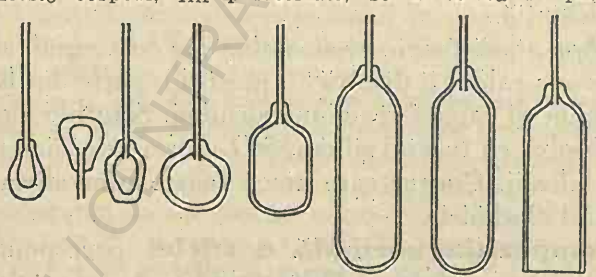


Fig. 142. Suflarea sticlei.

anumite, se pun în creuzete refractare și se încălzesc până la topire în cuptoare speciale, încălzite cu combustibil gazos.

Pentru sticla obișnuită, materialele prime se pun direct în cuptor, în care se găsește un bazin mare, anume construit din materiale refractare.

In masa topită, lucrătorul vâră capătul unei țevi de fier,

cu mâner de lemn și ia o parte din cocă. Sulfând pe la celălalt capăt, îi dă forma dorită (fig. 142).

Sticlele de farmacie și alte obiecte de sticlă se suflă în tipare, iar sticla de oglinzi se toarnă în tipare (fig. 143). Sticla de geamuri se suflă în cilindri lungi, cărora li se taie extremitățile și apoi se desdoaie pe o placă de metal încălzită, tăindu-se în lung, după o generatrice a cilindrului, (fig. 144).

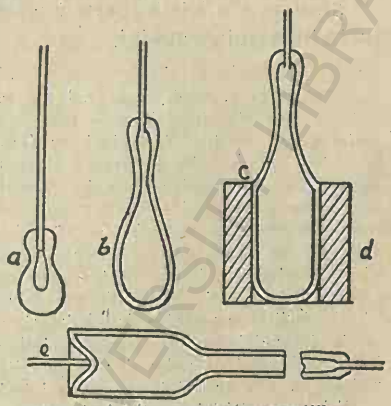


Fig. 143. Cum se fabrică buteliile de sticlă.

4. Iată principalele feluri de sticlă, cu bază de calciu.

Sticla de oglinzi e un silicat de calciu și de sodiu.

Sticla de geamuri are o compoziție asemănătoare, dar se folosesc materii prime mai puțin pure. Tot din sticlă de calciu și de sodiu se fac și cărăfi, pahare, vase de laborator. Această sticlă se topește relativ mai ușor, în spărtură e puțin albăstruie sau verde și colorează flacăra în galben.

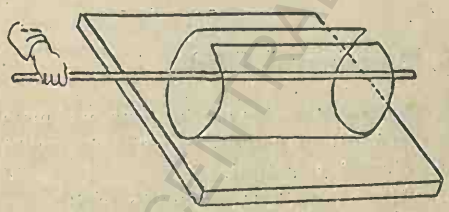


Fig. 144. Fabricarea geamurilor de sticlă.

Sticla ordinară de butelii e un amestec impur de silicați de calciu și de sodiu, colorat în brun sau verde, prin silicați de fier sau de alte metale.

Sticla de Boemia e un silicat de calciu și de potasiu, obținut din materii prime foarte curate. Se topește foarte greu. Este perfect incoloră. Se folosește la fabricarea vaselor de laborator.

Crown-glasul e un silicat de calciu și de potasiu mai refrangibil și de aceea se folosește la fabricarea pieselor optice.

Printre sticlele cu bază de plumb sunt de amintit *cristalul și flintglasul*. Ambele sunt compuse din silicați de plumb și de potasiu. Sunt mai puțin dure, dar grele, ușor fuzibile și se șlefuesc ușor. Se folosesc la fabricarea obiectelor de lux și a aparatelor optice.

Strassul e o sticlă foarte bogată în plumb. Se întrebuințează la imitarea diamantului.

Observarea 1. Sticla este unul din marile bunuri culturale. A fost cunoscută încă din timpurile cele mai vechi ale istoriei. Cu trei mii de ani înaintea erei creștine, în Egipet, se făceau din sticlă obiecte de podoabă. Abia însă în timpurile moderne a început să se folosească sticla la facerea geamurilor și a vaselor obișnuite. Acest fapt a contribuit foarte mult la buna stare a sănătății oamenilor, pe de o parte fiindcă a făcut cu putință construirea de locuințe luminoase, higienice, în care pătrunde lumina soarelui, dătătoare de sănătate, iar pe de altă parte, fiindcă s'au putut face din sticlă diferite vase ieftine pentru păstrarea în bune condițiuni de curățenie a lichidelor și a diverselor alimente folosite în alimentația omului.

Răspândirea generală a întrebuințării sticlei nu a fost cu putință decât pe la începutul secolului trecut, când pe de o parte s'a putut fabrica ieftin carbonatul de sodiu, iar pe de altă parte s'au inventat mijloace lesnicioase de a se încălzi la temperaturi înalte, cuptoarele de topit sticla.

Fabricarea ieftină a sticlei de geamuri și folosirea acesteia la facerea ferestrelor mari a micșorat foarte mult mortalitatea copiilor, ce era înspăimântătoare în vremurile de mai de mult..

Observarea 2. Transparența sticlei se datorește faptului că silicea nu cristalizează ușor, ci păstrează starea păstoasă, amorfă. Dacă însă sticla ar conține o cantitate prea mare de baze alcaline, alcalino-teroase sau de plumb, atunci ar cristaliza și ar deveni opacă.

§ 55. Magneziul (Mg).

1. Starea naturală. Preparare. Magneziul este un metal ce se găsește destul de răspândit în natură, în stare de combinație: carbonați, silicați, cloruri și sulfați.

Se prepară prin electroliza clorurii de magneziu topite.

2. Proprietăți. Magneziul e un metal ușor [1]), alb ca argintul și foarte strălucitor. Se găsește în comerț în formă de panglică, de fire sau de pulbere.

In aer se oxidează cu încetul, acoperindu-se cu un strat subțire și aderent de oxid, care-l împiedecă de a se oxida mai departe. Incălzit în aer, arde cu o flacără

[1]) Se consideră ca metale ușoare acele metale a căror densitate e mai mică decât 5.

foarte strălucitoare [1]) (orbitoare) și desvoltă multă căldură. Pe această însușire se bazează principala sa întrebuințare: fotografierea la lumină artificială (fig. 145).

E un reducător foarte energic. Se combină direct cu halogenii și cu azotul. Cu acizii degajă hidrogen; descompune apa la 100°. E un metal bivalent, ce are mare asemănare chimică cu metalele alcalino-teroase. Ponderea sa atomică e 24.

Fig. 145. Arderea magneziului în aer.

Oxidul de magneziu, MgO, este o pulbere albă, infuzibilă, nevolatilă, ce se obține fie prin arderea metalului, fie prin descompunerea, prin calcinare, a carbonatului sau a hidroxidului, $Mg(OH)_2$.

Acesta se obține tratând o sare solubilă de magneziu [2]) cu NaOH. Se formează un precipitat gelatinos, foarte puțin solubil în apă, căreia îi comunică slabe însușiri *bazice.*

$$SO_4Mg + NaOH = SO_4Na_2 + Mg(OH)_2 \text{ (insolubil)}$$

Din oxidul de magneziu se fac creuzete refractare.

Observare importantă. Dacă tratăm soluția apoasă a unei sări de metal greu cu o soluție bazică de NaOH sau KOH, se precipită hidroxidul metalului din sare. Așa se obțin hidroxizii metalelor grele, ai căror hidroxizi sunt *insolubili* în apă.

Prin încălzirea hidroxizilor se elimină apă și se obține oxidul metalic corespunzător.

Recunoaștem în această procedare *metoda generală* de preparare a corpurilor (cuiu pe cuiu se scoate).

3. Sulfatul de magneziu, $SO_4Mg + 7H_2O$, se găsește în unele ape minerale sărate și amare. Se numește *sare amară* și se întrebuințează ca purgativ.

4. Minerale de magneziu. Printre numeroșii **silicați** naturali ce conțin magneziu mai importanți sunt *talcul, serpentina* și *asbestul.*

[1]) Fă experiență cu o panglică de magneziu.
[2]) Fă experiență cu SO_4Mg și NaOH (soluții).

Talcul este un mineral albicios, cu structură foioasă, foarte moale şi unsuros la pipăit. In formă de pulbere se presară în mănuşi şi în ghete spre a le face mai alunecoase. Creta croitorilor e de asemenea făcută din talc.

Serpentinul e un silicat de magneziu mai compact, unsuros, colorat în verde. Se întrebuinţează la facerea de mojare (piuliţe), vase, coloane, sfeşnice.

Asbestul e un mineral de magneziu cu structură fibroasă. E infuzibil. Se face din el un fel de hârtie incombustibilă, ce se foloseşte foarte mult în tehnică şi în laboratoare.

§ 56. Zincul (Zn) şi compuşii lui.

1. Starea naturală. Preparare. Zincul se găseşte în natură sub formă de sulfură, de carbonat şi de oxid.

Prin calcinarea sulfurii şi a carbonatului în curent de aer se obţine oxid de zinc, ZnO. Acesta, încălzit cu cărbune la temperaturi înalte [1]), în retorte speciale, se reduce şi dă zinc metalic.

2, Proprietăţi. Zincul e un metal alb-albăstruiu foarte lucitor. La temperatura ordinară este sfărâmicios. Incălzit între 100°—150° devine maleabil; încălzit peste 250°, devine aşa de sfărâmicios, că se poate pulveriza [2]).

Zincul e un metal greu, bivalent. In aerul uscat şi la rece nu se oxidează; în cel umed şi cu bioxid de carbon se acopere cu o pojghiţă *aderentă* de oxid şi de carbonat, care-l apără de o alterare mai adâncă. La cald, zincul se oxidează uşor şi poate arde. E un reducător energic. Ponderea sa atomică este 65.

Se combină direct cu halogenii, cu sulful.

---

[1]) Reacţia $ZnO + C = CO + Zn$ este endotermică, de aceea trebue încălzit la o temperatură înaltă, peste 1000°, şi în afară de contactul aerului, căci, zincul fierbând sub această temperatură, vaporii săi se oxidează imediat în contact cu aerul.

[2]) Fă experienţa!

Cu acizii diluaţi degajă hidrogen. Zincul este atacat şi de *bazele puternice* (KOH, NaOH), din care pune în libertate hidrogenul şi formează cu metalul alcalin un zincat solubil.

$$Zn + 2KOH = Zn(OK)_2 + H_2$$

Din această cauză se întrebuinţează foarte des în laboratoare.

3. Intrebuinţări. Fiindcă rezistă bine la acţiunea aerului, din zinc se fac table pentru acoperit casele, burlane, putini pentru băi, etc. Cu zinc se acopere (pe cale electrolitică) fierul, spre a-l feri de ruginire.

Zincul se foloseşte ca pol negativ în elementele galvanice. In acest caz se acopere cu un strat subţire de amalgam, spre a nu fi atacat decât atunci, când se închide curentul.

Sărurile de zinc sunt puţin cam otrăvitoare, de aceea nu se fac din zinc vase în care se păstrează mâncări şi alimente.

Zincul intră în numeroase aliaje, cum este *alama* şi altele.

4. Oxidul de zinc, ZnO, se obţine fie prin arderea zincului într'un curent de aer, fie prin calcinarea carbonatului. Se foloseşte în pictura cu uleiu, ca culoare albă.

Hidroxidul de zinc, $Zn(OH)_2$, se obţine ca şi hidroxidul de magneziu şi este solubil şi în acizi, şi în hidroxizii bazici puternici. E un hidroxid indiferent.

5. Sulfatul de zinc, SO_4Zn+7H_2O, se obţine dizolvând zincul în acid sulfuric diluat.

Se foloseşte în văpsitorie ca mordant şi în medicină ca desinfectant, în cazul inflamaţiunii ochilor.

Experienţă. Punem într'o eprubetă o soluţie de sulfat de zinc şi peste dânsa turnăm câte puţin o soluţie de hidroxid de potasiu. Se produce un precipitat alb, gelatinos de $Zn(OH)_2$,

care în exces de hidroxid de potasiu se redisolvă dând zincat de potasiu, $Zn(OK)_2$. Vedem deci că față de bazele puternice, hidroxidul de zinc lucrează ca un acid; *e un hidroxid indiferent.*

§ 57. Cuprul (Cu) și compușii lui.

1. Starea naturală. Cuprul e cunoscut din cea mai îndepărtată antichitate. Cu mult înainte de a cunoaște fierul și de a se folosi de dânsul, oamenii au cunoscut cuprul și s'au folosit de acest element și de aliajul său cu staniul, bronzul, pentru a făuri arme și unelte.

Se găsește destul de răspândit în natură și în stare nativă, și în numeroase combinațiuni cu oxigenul sau cu sulful [1]).

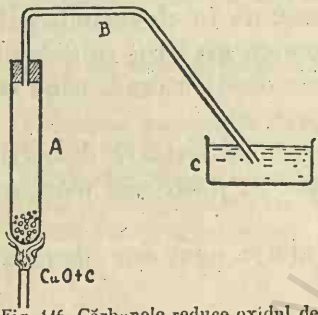


Fig. 146. Cărbunele reduce oxidul de cupru, CO_2 turbură apa de var.

2. Prepararea cuprului din combinațiile sale oxigenate e foarte ușoară: se încălzește în cuptoare înalte minereul de cupru, amestecat cu cărbune. Acesta reduce oxidul și pune cuprul în libertate [2]) (fig. 146).

Extragerea cuprului din combinațiile sale cu sulful și cu fierul este foarte complicată și anevoioasă și nu dă decât un metal impur. Din acesta se obține cuprul chimic pur cu ajutorul electrolizei sulfatului de cupru. Cuprul impur se folosește ca *electrod pozitiv*, în această operațiune.

3. Proprietăți. Cuprul e un metal de coloare roșietică, particulară (arămie). E foarte maleabil și ductil și, după fier, e cel mai tenace dintre metalele uzuale.

[1]) *Cuprit* (Cu_2O) *malachita*, $CO_3Cu + Cu(OH)_2$; *calcozina* Cu_2S; *calcopirita*, $FeCuS_2$. Cele mai mari zăcăminte de cupru nativ și de combinațiuni de cupru se găsesc în Statele-Unite ale Americei. De aci se extrage cea mai mare parte din cuprul din comerț.

[2]) Experiența se poate face încălzind într'o eprubetă de sticlă, greu fuzibilă, un amestec de oxid negru de cupru și de cărbune. Se degajă CO_2.

E foarte bun conducător de căldură şi de electricitate şi se topeşte la o temperatură înaltă [1]).

In aerul uscat şi rece, cuprul nu se oxidează; în cel umed se acopere cu o pătură neagră şi subţire de oxid sau, în contact cu CO_2, se acopere cu o pătură de carbonat şi de hidroxid de coloare verde (cocleală). Aceasta îl împiedecă să se oxideze mai departe.

Incălzind cuprul în aer se obţine la început un oxid roşietic (Cu_2O) şi apoi un oxid negru, CuO. Acizii atacă cuprul cu greu. Mai uşor îl disolvă acidul azotic, căci acesta îl şi oxidează şi apoi disolvă oxidul.

Acidul sulfuric concentrat şi cald de asemenea oxidează şi disolvă cuprul.

Supus acţiunii amoniacului şi oxigenului din aer, cuprul se oxidează şi oxidul format dă cu amoniacul o combinaţie solubilă, de coloare albastră, numită *licoarea lui Schweitzer*. Această soluţie disolvă celuloza (hârtia de filtru [2]).

4. Intrebuinţări. Din cupru pur se fac plăci, vase de bucătărie, alambicuri, refrigerente, reofori pentru curentul electric. Cuprul se mai foloseşte în galvanoplastie, pentru a reproduce diferite modele de medalii sau a acoperi obiecte făcute din fier.

Fiindcă sărurile de cupru [3]) sunt veninoase, nu e bine să lăsăm mult timp alimentele în vase de cupru nespoite (necositorite).

5. Aliajele de cupru sunt mai mult întrebuinţate decât metalul pur, căci acesta nu se toarnă bine în tipare, deoarece prin răcire se contractă prea tare şi de aceea nu reproduce exact forma dorită. Aliajele de

[1]) Pe la 1080°. Densitatea cuprului variază între 8,8—8,9. Ponderea atomică este 64.

[2]) Experienţa se face agitând strujitură de cupru cu amoniac într'un flacon, ce conţine aer. In soluţie se găseşte un ion complex de cupru şi amoniac.

[3]) Sărurile de cupru sunt colorate în albastru sau în verde.

cupru dimpotrivă sunt și mai dure și se toarnă mai ușor. Unele din ele sunt cunoscute din cea mai îndepărtată antichitate (bronzul).

Iată câteva din principalele aliaje ale cuprului.

Alama e făcută din două părți de cupru și o parte de zinc. E mai fuzibilă decât cuprul și se toarnă mai bine decât acesta. Ca să se poată pili, i se adaugă puțin plumb și staniu.

Bronzurile sunt aliaje de cupru (75—95%) și de staniu (5—25%). Proporția variază după destinația bronzului. Se adaugă mai adesea și puțin plumb și zinc. Din bronz se fac clopote, statui, monezi.

Bronzurile de aluminiu conțin 90% cupru și 10% aluminiu; acestea sunt foarte greu atacate de aer, de aceea se folosesc la facerea monezilor, a obiectelor de podoabă, a tacâmurilor, etc.

Mailechortul sau argentanul este un aliaj de cupru 50%, nichel 25% și zinc 25%. Se fac din el obiecte de menaj. Când se argintează se numește *argentan*.

6. Compușii cuprului sunt numeroși, căci atomul de cupru poate fi monovalent și bivalent. Primele combinațiuni se numesc *cuproase;* cele ale cuprului bivalent, *cuprice.*

Sulfatul de cupru (piatra vânătă), SO_4Cu+5H_2O, este cea mai importantă combinație a cuprului. Este un corp albastru, cristalizat în prisme oblice din sistemul triclinic. Prin încălzire pierde apa de cristalizare și se preface într'o pulbere albă (sulfatul anhidru). Încălzit mai tare se descompune în CuO, O și SO_2, ca mai toți sulfații metalelor grele.

Sulfatul de cupru se obține fie prăjind în aer *pirita cuproasă,* fie încălzind strujitura de cupru cu acid sulfuric concentrat.

Se întrebuințează foarte mult în industrie și în economia domestică: în pilele electrice, în galvanoplastie, în văpsitorie, în medicină (ca antiseptic). Saramura, cu care se stropește vița și se spală sămânța de grâu, spre a le feri de paraziți, e făcută cu sulfat de cupru.

7. Prisma oblică cu baza paralelogram este forma cristalografică primitivă a *sistemului triclinic*. Ea are trei axe neegale și toate trele înclinate una pe alta. Niciuna nu este *axă de simetrie*. Sistemul nu are decât *un centru de simetrie*; n'are nici axă, nici plan de simetrie, de aceea sistemul se mai numește și *nesimetric* (fig. 147).

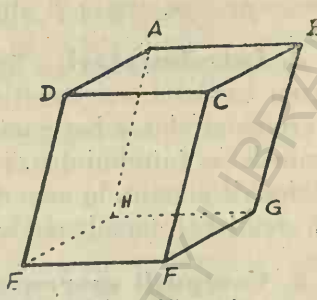


Fig. 147. Prisma oblică cu baza paralelogram.

In forme de ale acestui sistem cristalizează sulfatul de cupru.

§ 58. Mercurul (Hg) și compușii lui.

1. Starea naturală. In mici cantități, mercurul se găsește și liber în natură; în cantitate mai mare se găsește combinat cu sulful, ca sulfură de mercur sau *cinabru*, HgS.

2. Preparare. Prin prăjirea *cinabrului* într'un curent de aer, în cuptoare anume construite, se obține mercur și SO_2.

$$HgS + O_2 = Hg + SO_2$$

3. Proprietăți. Mercurul e singurul metal lichid la temperatura ordinară [1]). Este alb și strălucitor ca argintul. Emite vapori chiar la temperatura ordinară.

In aerul uscat nu se oxidează la temperatura ordinară; în aerul umed dă cu timpul un oxid mercuros, cenușiu (Hg_2O). Incălzit în aer, aproape de fierbere, se preface în *oxid roș de mercur, HgO*. Acesta, încălzit mai tare, se descompune în oxigen și mercur [2]). Mercurul se combină direct cu sulful, cu halogenii și aproape cu toate metalele (afară de fier și de platină), dând cu acestea amalgame. Acizii clorhidric și sulfuric diluați

[1]) Se solidifică la —38°,9 și fierbe la 357°. Densitatea sa este 13,596. Ponderea atomică este 200.

[2]) Incălzind și oxidând mercurul într'un volum limitat de aer și apoi descompunând oxidul format, Lavoisier, un mare chimist francez, a stabilit compoziția aerului.

nu-l atacă; acidul azotic îl disolvă uşor, întocmai ca pe cupru, pe argint şi alte metale grele.

4. Intrebuinţări. Fiindcă se dilatează regulat şi e greu oxidabil, mercurul se întrebuinţează la facerea termometrelor, a barometrelor, a manometrelor. Amalgamele se întrebuinţează la facerea oglinzilor (amalgame de staniu), la aurare şi argintare pe cale uscată, în dentistică (amalgamele de zinc şi de cadmiu).

5. Compuşii mercurului. Mercurul dă două serii de combinaţii: *mercuroase* şi *mercurice*. In primele, atomul de mercur este monovalent; în cele mercurice este bivalent.

Clorura mercurică, $HgCl_2$, sau **sublimatul corosiv** este cea mai importantă combinaţie a mercurului. Se obţine fie din oxidul roş de mercur şi acid clorhidric, fie tratând mercurul cu clor în stare născândă [1]).

Este un corp cristalizat, solubil în apă, alcool şi eter. E cea mai violentă otravă minerală şi se întrebuinţează ca antiseptic (1 la 1000).

Clorura mercuroasă. HgCl, numită şi **calomel** este un corp alb, insolubil. Se poate obţine tratând mercurul cu $HgCl_2$. Se foloseşte în medicină ca purgativ şi ca antiseptic (în alifie). Ca toţi compuşii mercurului şi calomelul este otrăvitor.

Observare. Reacţia $HgCl_2 + Hg = 2HgCl$ ne arată că clorura mercurică lucrează în acest caz ca clorurant (oxidant); iar mercurul, ca reducător.

In general, sărurile mercurice şi cele cuprice sunt oxidanţi slabi. In fenomenul acesta de oxidare ele se *reduc* în săruri cuproase sau mercuroase, adică elementul îşi micşorează valenţa. Fenomenul acesta se constată cu toate combinaţiile elementelor cari au valenţă variabilă.

[1]) Cu amestec de HCl şi NO_3H, care pune în libertate clor.

§ 59. Staniul (Sn).

1. Stare naturală. Preparare. *Staniul* se găseşte în natură ca bioxid de staniu, SnO_2, în mineralul numit *casiterită*. Prin prăjirea în aer şi apoi încălzirea pulberii de casiterită cu cărbune se obţine staniul metalic.

$$SnO^2 + 2C = 2CO + Sn$$

2. Proprietăţi. Staniul e un metal alb-argintiu, foarte strălucitor, maleabil şi ductil, dar puţin tenace. Cu foiţe de staniu (staniol) se învelesc bomboanele şi alte articole alimentare. Aşa cum se găseşte în comerţ, staniul e alcătuit din nenumărate cristale mici şi de aceea, când îndoim o bucată de staniu, auzim o pârâitură pricinuită de frecarea cristalilor.

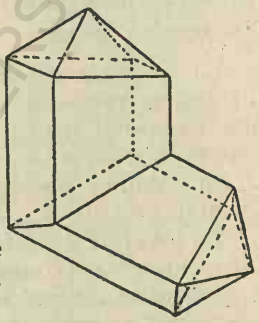


Fig. 148. Forme cristalografice observate la casiterită. Macla casiteritei.

Incălzit pe la 200°, staniul devine sfărâmicios. La o temperatură mai joasă se transformă într'o altă varietate numită *staniu cenuşiu*, care e o pulbere fină, mai uşoară decât staniul cristalizat. Staniul se topeşte uşor [1]).

In aer, la temperatura ordinară nu se oxidează; încălzit până aproape de topire arde cu o flacără albă, luminoasă şi dă SnO_2.

Staniul se uneşte direct şi cu alţi metaloizi; cu clorul dă tetraclorura de staniu, $SnCl_4$, clorura stanică, un corp lichid. Cu acidul clorhidric diluat degajă hidrogen şi dă $SnCl_2$, clorura stanoasă. Vedem deci, că atomul de staniu este şi bivalent şi tetravalent; el dă două serii de combinaţii; combinaţii *stanoase* şi combinaţii *stanice* [2]).

[1]) Pe la 232°.

[2]) Combinaţiile stanoase sunt reducătoare, căci tind să treacă în combinaţii stanice.

Incălzit cu o soluţie concentrată de hidroxid de sodiu sau de potasiu, staniul degajă hidrogen şi dă stanat de potasiu sau de sodiu.

$$Sn + 2KOH + H_2O = SnO_3K + 2H_2.$$

Stanatul de potasiu este sarea *acidului stanic*, SnO_3H_2, un corp solid, alb, care e un acid slab.

Hidroxidul stanos, $Sn(OH)_2$, se disolvă şi în acizi, şi în bazele alcaline (staniţi).

Cum vedem, staniul are şi un oxid acid, SnO_2, şi unul aproape indiferent, SnO.

3. Întrebuinţări. Acizii slabi şi bazele slabe nu-l atacă. Pe această rezistenţă la acţiunea agenţilor chimici se întemeiază principalele întrebuinţări practice ale staniului, care fiind puţin rezistent nu se întrebuinţează singur.

Cu amalgam de staniu se fac uneori oglinzi, iar tablele de fier se păzesc de ruginire acoperindu-le cu o pătură subţire de cositor (tinicheaua). Vasele de cupru se *cositoresc* pe dinăuntru tot în acelaşi scop.

Cu staniu se fac diferite aliaje, cum sunt bronzurile, aliajul de lipit, uşor fuzibil.

Cu *bisulfura de staniu*, SnS_2, un corp galben-auriu, se bronzează obiectele de gips, cadrele de lemn.

Observare. Staniul e un exemplu tipic de element ce are proprietăţi intermediare între metale şi metaloide. Oxidul de staniu, SnO, are proprietăţi bazice foarte slabe. Bioxidul, SnO_2, are proprietăţi acide slabe.

§ 60. Sistemul pătratic.

Casiterita cristalizează în forme ce aparţin sistemului pătratic. Forma primitivă a acestui sistem este *prisma dreaptă cu baza pătrat* (fig. 149).

Elementele acestei forme sunt:

Două feţe bazice, pătrate egale;

Patru feţe laterale, dreptunghiuri egale;

Opt muchii bazice, egale;

Patru muchii laterale, egale;

Opt unghiuri solide, egale;

O axă principală de simetrie cvaternară: e linia ce unește mijloacele bazelor.

Două axe secundare egale, de simetrie binară: sunt dreptele, ce unesc mijloacele a câte două muchii laterale opuse: toate aceste trei axe sunt perpendiculare două câte două.

Un centru de simetrie.

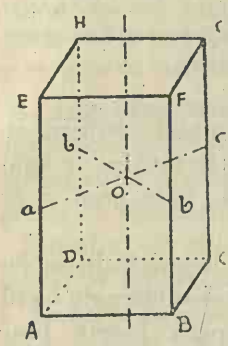


Fig. 149. Prisma dreaptă cu bază pătrată.

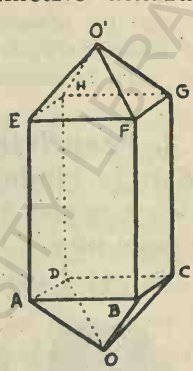


Fig. 150. Piramida și prisma patrată.

Forme derivate se obțin înlocuind muchiile bazale prin câte o față. Se obține o *piramidă pătrată.*

Tot o piaramidă pătrată se obține, când înlocuim unghiurile solide prin câte o față.

Cristalii de casiterită se prezintă în forme compuse, de prismă pătratică și de piramidă (fig. 148) și se prezintă câte doi cristali perpendiculari și îngemănați.

Aceasta e macla casiteritei.

§ 61. Plumbul (Pb). Bismutul (Bi).

1. Starea naturală. Plumbul se găsește în natură mai mult sub formă de sulfură, Pbs (galenă), și de carbonat, CO_3Pb (ceruzita).

2. Preparare. Aproape tot plumbul din comerț se extrage din galenă, mineral cristalizat în sistemul cubic (fig. 151). Galena se prăjește într'un curent de aer, care o transformă *în parte* în SO_2, în PbO și SO_4Pb.

Aceste corpuri, încălzite apoi în afară de contactul aerului

şi în prezenta sulfurii de plumb, netransformate, dau bioxid de sulf şi plumb metalic [1]).

$$2PbO + PbS = SO_2 + 3Pb$$
$$SO_4Pb + PbS = 2SO_2 + 2Pb$$

Fiindcă plumbul extras din galenă conţine adeseori argint, se supune la un tratament special pentru a scoate din el argintul, când acesta se află în o cantitate suficientă.

3. Proprietăţi. Plumbul este un metal cenuşiu, albăstruiu, strălucitor, maleabil şi foarte moale; se sgârie cu unghia şi lasă urme pe hârtie. Este greu şi se topeşte uşor [2]), la 327°.

In aerul umed se oxidează uşor, acoperindu-se cu un strat subţire de oxid cel apără foarte bine de acţiunea ulterioară a aerului. Topit, se oxidează la suprafaţă, prefăcându-se într'o pulbere gălbuie de oxid, PbO (masicot), care topindu-se devine mai închisă la coloare şi prin răcire se solidifică sub formă de foiţe roşietice (litargă).

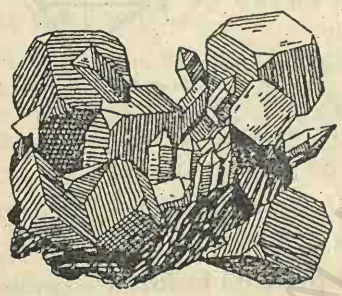


Fig. 151. Cristali de sulfură de plumb galenă.

Apa distilată şi aerată atacă puţin plumbul şi-l preface în hidroxid, $Pb(OH)_2$, un corp alb, care e foarte puţin solubil în apă. Apa de izvor, ce conţine în soluţiune bicarbonat de calciu, cloruri şi sulfaţi, nu disolvă plumbul, ci îl acoperă cu un strat *insolubil* şi *protector* de carbonat şi de sulfat.

Acizii clorhidric şi sulfuric atacă foarte greu plum-

[1]) Reacţiunile chimice indicate aici sunt cele mai importante şi mai obişnuite pentru extragerea plumbului. Cum se vede, aci se foloseşte afinitatea chimică a oxigenului, care e mai mare pentru sulf, decât pentru plumb. O moleculă-gram de SO^2 se formează cu degajare de 70 calorii mari. Formarea unei molecule-gram de PbO desvoltă 53 calorii mari; a unei molecule-gram de PbS, 21 calorii mari.

[2]) Densitatea sa e de 11,2. Ponderea atomică, 207.

bul la rece. Acidul sulfuric concentrat şi fierbinte îl atacă mai uşor, căci îl şi oxidează ca pe cupru şi pe mercur. Adevăratul disolvant al plumbului este acidul azotic, care îl preface în azotat de plumb, uşor solubil $(NO_3)_2$ Pb.

Acidul acetic (esenţa de oţet) şi alţi acizi organici, ce se găsesc în plante, îl atacă de asemenea uşor.

4. Intrebuinţări. Plumbul şi toate sărurile sale sunt foarte otrăvitoare. Din această cauză adeseaori se îmbolnăvesc persoanele silite de ocupaţia lor să lucreze mereu cu plumbul sau cu obiecte de plumb (tipografii).

Plumbul nu poate fi întrebuinţat la facerea vaselor, în care se păstrează alimente. De ce? Se foloseşte însă la facerea conductelor de adus apă de izvor, pentrucă aceasta, după cum am văzut, nu disolvă acest metal.

Plumbul se mai întrebuinţează, aliat cu stibiul, la facerea caracterelor tipografice; aliat cu puţin arsen, la facerea alicelor de vânat.

5. Oxizii plumbului sunt numeroşi. *Masicotul* galben şi *litarga* roşie sunt două stări alotropice ale aceluiaşi corp, PbO. Se întrebuinţează la prepararea unor săruri de plumb, a plasturilor de plumb şi la fabricarea sticlei (cristalului), la smălţuirea oalelor.

Miniul este un oxid de plumb de coloare roşie, foarte frumoasă. Corespunde formulei Pb_3O_4. Se obţine încălzind mai mult timp plumbul sau oxidul PbO, la o temperatură de vreo 500°.

Miniul se întrebuinţează în pictură şi tot cu miniu se văpsesc tablele de fier, spre a le feri de ruginire. Cu miniu se mai face şi un chit.

Bioxidul de plumb, PbO_2, este o pulbere brună, ce se obţine tratând miniul cu acid azotic diluat. Se formează azotatul de plumb, $(NO_3)_2Pb$, şi PbO_2. Bioxidul de plumb este un oxidant energic, căci prin încălzire pune uşor în libertate oxigenul şi dă PbO. Se foloseşte ca oxidant, la fabricarea chibriturilor, etc.

Bioxidul de plumb are caracter acid, căci se disolvă în o soluție caldă și concentrată de KOH și dă PbO_3K_2, plumbat de potasiu, corp ce se separă în cristali. Bioxidul de plumb ar fi deci anhidrida unui *acid plumbic*, $Pb(OH)_4$, în care plumbul este tetravalent.

Și hidroxidul de plumb, $Pb(OH)_2$, se disolvă în soluție de KOH și dă $Pb(OK)_2$, *plumbit* de potasiu [1]).

6. Ceruza. *Experiență.* Se pune într'o eprubetă câțiva centimetri cubi de o soluție de azotat de plumb și peste aceasta se toarnă cu încetul o soluție de carbonat de sodiu sau de potasiu. Se obține un precipitat alb, format din carbonat de plumb, ce conține și hidroxid de plumb. E un carbonat *bazic* de plumb, fiindcă conține încă în molecula sa oxidril fixat la metal (plumb) [2]).

Carbonatul bazic de plumb se fabrică în mare cantitate în industrie și se numește *ceruză*.

Amestecat cu uleiu de in, se folosește în pictură ca coloare albă. E cea mai bună coloare albă, căci acoperă foarte bine obiectele ce se văpsesc cu dânsa. Are inconvenientul că este otrăvitoare și sub influența hidrogenului sulfurat se înnegrește, prefăcându-se în sulfură de plumb. Din această cauză se înlocuește din ce în ce mai mult cu oxidul de zinc sau cu sulfatul de bariu.

Se prepară din acetat bazic de plumb și din bioxid de carbon.

7. Bismutul (Bi). Proprietăți. Bismutul este ultimul membru din familia azotului, dar, fiindcă nu

---

[1]) In soluție de azotat de plumb se toarnă câte puțin o soluție de KOH. La început se formează un precipitat alb de hidroxid de plumb, $Pb(OH)_2$. Adăugând soluție de KOH, precipitatul se disolvă, prefăcându-se în $Pb(OK)_2$, plumbit de potasiu. Cu sărurile de zinc și de staniu se obține același fenomen.

[2]) Se poate reprezenta acest carbonat așa:

$$O=C\begin{cases}O-Pb-OH\\ O\\ O\end{cases}Pb \qquad \text{sau } 2CO_3Pb.Pb(OH)_2$$

$$O=C\begin{cases}O\\ O-Pb-OH\end{cases}$$

are mai niciuna din însuşirile chimice ale metaloidelor, se consideră ca un metal.

Este un metal alb-roşietic, cu strălucire metalică foarte pronunţată, dar e *sfărâmicios* ca şi stibiul şi ca arsenicul. Se topeşte mai uşor decât plumbul [1]) şi e aproape tot aşa de greu ca şi acesta; densitatea sa e 9,8. Ca şi ghiaţa, prin topire, bismutul îşi micşorează puţin volumul.

In aer nu se oxidează, de aceea se găseşte în stare nativă. Dacă se încălzeşte în aer, se oxidează şi dă Bi_2O_3, un oxid de constituţie asemănătoare oxidului de stibiu şi ca şi acesta are caracter bazic slab. Acizii atacă greu bismutul şi dă săruri de bismut trivalent pe care însă apa le descompune uşor.

8. Intrebuinţări. Aliat cu plumbul şi cu staniul, bismutul dă nişte aliaje ce se topesc uşor, unele sub 100°. Asemenea aliaje se întrebuinţează în tipografie, fiindcă se topesc uşor, sunt destul de dure şi prin solidificare îşi măresc puţin volumul aşa, încât umplu bine forma în care se toarnă.

Unele combinaţiuni de ale bismutului se întrebuinţează în medicină.

§ 62. Aluminiul (Al) şi compuşii lui.

1. Stare naturală. Aluminiul nu se găseşte liber în natură, dar **e cel mai răspândit metal în stare de combinaţiune.** Mai răspândiţi şi mai numeroşi sunt silicaţii dubli de aluminiu şi de alte metale; *argila*, un silicat de aluminiu hidratat, *bauxitul*, un oxid hidratat de aluminiu, amestecat cu oxizi de fier şi de siliciu; în sfârşit, *oxidul anhidru*, Al_2O_3. Acesta, după cum este mai mult sau mai puţin curat, are diferite numiri şi întrebuinţări (*corindonul*, *rubinul*, *safirul oriental*, *topazul oriental*, întrebuinţate ca pietre preţioase; *smirghelul*, folosit ca material de şlefuit).

Numele de aluminiu se trage dela sulfatul natural de aluminiu, numit *alumen*.

---

[1]) La 271° şi fierbe la 1450°.

2. Preparare. Aluminiul se prepară prin electroliza oxidului de aluminiu, Al_2O_3, disolvat în *criolită* [1]) topită (fig. 152). Operaţia se face în cuve mari de fier, căptuşite cu cărbune, care serveşte şi ca electrod negativ. Electrodul pozitiv este format din blocuri de cărbune. E nevoie de un curent electric foarte puternic. Aluminiul se separă la catod, iar oxigenul se degajă la anodul de cărbune, pe care-l arde cu încetul (fig. 152).

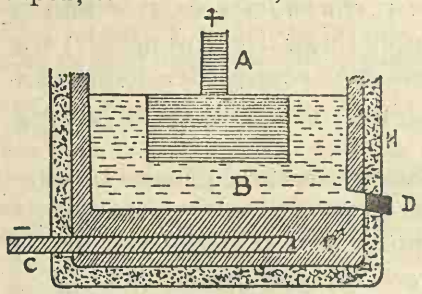


Fig. 152. Electroliza oxidului de aluminiu topit.

3. Proprietăţi. Aluminiul este un metal alb-argintiu, foarte strălucitor, uşor ca sticla, foarte maleabil, foarte ductil şi destul de tenace [2]).

Deşi este foarte oxidabil, aluminiul nu se alterează sensibil în aer, fiindcă se acopere cu o pătură fină şi *foarte aderentă* de oxid, Al_2O_3, care-l apără de acţiunea ulterioară a oxigenului şi a umidităţii.

La rece, acizii azotic şi sulfuric nu-l atacă mai de loc, la cald îl disolvă. Acidul clorhidric îl disolvă uşor dând clorura de aluminiu, $AlCl_3$, şi hidrogen.

Soluţiile concentrate de hidroxizi de sodiu şi de potasiu disolvă aluminiul cu desvoltare de hidrogen şi cu formare de *aluminaţi de sodiu şi de potasiu* (AlO_3Na_3). Experienţa se face încălzind uşor într'o eprubetă o soluţiune concentrată de hidroxid de sodiu, în care am pus puţin praf de aluminiu [3]). Aluminiul este totdeauna trivalent.

---

[1]) Criolita este o florură dublă de aluminiu şi de sodiu, care se topeşte mult mai uşor decât oxidul natural de aluminiu; $AlF_3\ 3NaF$.

[2]) Densitatea aluminiului este 2,6. Se topeşte pe la 695°, dar începe a se muia pe la 600°.

[3]) Să se facă în eprubetă experienţele descrise! Să se arate că amalgamul de aluminiu descompune apa la temperatura ordinară!

Aluminiul în stare pulverulentă se combină energic cu oxigenul, când este puțin încălzit, și desvoltă o cantitate de căldură foarte mare. Din această cauză se întrebuințează adeseori în metalurgie, pentru *a reduce* unii oxizi metalici și a pune în libertate metalul [1]). In această reacțiune [2]) se produce o ridicare de temperatură suficientă să topească unele metale greu fuzibile, cum e fierul. In cazul unui amestec de fier și de aluminiu, se produce Al_2O_3 și fier, care se topește.

$$Fe_2O_3 + Al_2 = Al_2O_3 + Fe_2$$

Această reacție se folosește la lipirea *pe loc* a două bucăți de fier. Procedeul se numește *aluminotermie* și este foarte lesne și des întrebuințat [3]).

4. Intrebuințări. Aluminiul se întrebuințează la fabricarea de aparate și diferite ustensile, pentru care se cere să fie ușoare și de o rezistență potrivită. La facerea vaselor de bucătărie nu se prea folosește, căci este relativ ușor atacat și de soluțiile bazice, și de cele acide și chiar saline, mai ales când aluminiul conține și fier printre impurități.

Bronzurile de aluminiu sunt foarte ușoare, dure și mult mai rezistente decât metalul pur; se întrebuințează la facerea brațelor de balanțe și a unor aparate de fizică. Scheletul dirijabilelor, unele piese de automobil și de aeroplan se fac tot din aliaje de aluminiu.

5. Oxidul de aluminiu, Al_2O_3, sau *alumina* se găsește în natură cristalizat în sistemul hexagonal. Când e curat se numește *coridon* și se întrebuințează ca piatră prețioasă. E cel mai dur mineral după diamant.

---

[1]) De exemplu: cromul, manganul, etc.

[2]) Căldura de formație a unei molecule-gram de Al_2O_3 este 393 calorii mari. Oxidul de aluminiu nu este redus de hidrogen. De ce?

[3]) Fiind un element *foarte reducător*, aluminiul se folosește la reducerea unor oxizi metalici foarte stabili, ce nu se pot reduce decât la o temperatură foarte înaltă, la care carbonul se unește cu metalul corespunzător sub formă de carbură și de aceea nu se poate folosi ca reducător. (E cazul cromului și al manganului).

Safirul (albastru), *rubinul* [1]) (roşu) sunt oxizi de aluminiu, colorați cu diverşi oxizi metalici. Când e colorat în negru cu oxizii de fier, se numeşte *şmirghel* şi se întrebuinţează la şlefuitul metalelor.

In laborator, oxidul de aluminiu se obţine sub formă de pulbere albă, insolubilă în apă, dacă încălzim hidroxidul de aluminiu, $Al(OH)_3$.

Hidroxidul de aluminiu se poate obţine tratând o sare solubilă de aluminiu, cum este sulfatul, $(SO_4)_3Al_2$, cu amoniac. Se obţine un precipitat alb [2]), care este solubil şi *în acizii puternici,* şi *în bazele alcaline,* puternice. Vedem deci, că hidroxidul de aluminiu are şi caracter bazic [3]), şi caracter acid: e un hidroxid indiferent (ca hidroxizii de Zn, Sn, Pb).

Incălzind oxidul de aluminiu în cuptorul electric împreună cu cărbune, se obţine pe la 2000° carbură de aluminiu: C_3Al_4.

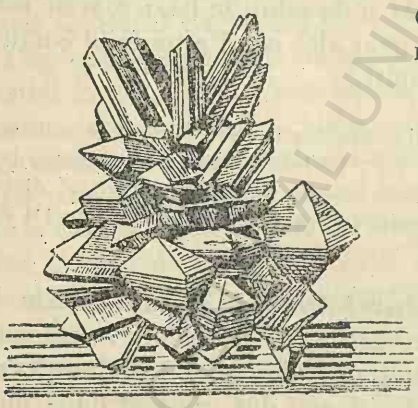


Fig. 153. Alaun

6. Sulfatul de aluminiu [4]) este o sare incoloră, cu gust acru şi astringent, ca toate sărurile de aluminiu. Este mult întrebuinţat în văpsitorie şi la fabricarea hârtiei (ca materie de încleiat).

Sulfatul de aluminiu are proprietatea de a se combina cu sulfaţii alcalini

[1]) S'a putut obţine pe cale artificială rubin şi safir, în totul identice cu pietrele preţioase naturale.

[2]) $(SO_4)_3Al_2 + 6NH_4OH = 3SO_4(NH_4)_2 + 2Al(OH)_3$.

[3]) Cu acizii slabi, cum este acidul carbonic, hidroxidul de aluminiu nu se combină; nu există carbonat de aluminiu.

[4]) $(SO_4)_3Al_2 + 18H_2O$. Se prepară din argilă curată (un silicat de aluminiu) şi acid sulfuric. Piatra acră se extrăgea mai mult din *alunită,* un sulfat bazic, dublu de aluminiu şi de potasiu.

și dă cu aceștia sulfați dubli, numiți *alauni* (fig. 153). Aceștia sunt corpuri foarte bine cristalizate în octaedri din sistemul cubic. In unii alauni, aluminiul este înlocuit prin crom sau prin fier.

Alaunul ordinar sau piatra acră este un sulfat dublu de aluminiu și de potasiu: $(SO_4)_2AlK + 12H_2O$. Prin încălzire pierde apa și se transformă în alaun calcinat. E foarte solubil în apă caldă și are gust astringent.

Experiență. Amestecăm o soluție roșie de lemn de Brazilia, cu o soluție de piatră acră. Dacă peste amestec turnăm amoniac se precipită hidroxid de aluminiu, $Al(OH)_3$, gelatinos, care *fixează* materia colorătoare și produce un *lac*, a cărui coloare nu se șterge prin spălare. Soluția se decolorează.

Pe însușirea hidroxidului de aluminiu de a fixa unele materii colorătoare se bazează întrebuințarea pietrei acre și a sulfatului de aluminiu în vopsitorie. Piatra acră se mai întrebuințează și în tăbăcărie, la fabricarea hârtiei și în medicină (oprește sângele).

Puțin hidroxid de aluminiu solubil se formează prin descompunerea de către apă a sulfatului de aluminiu disolvat în apă.

§ 63. Argile. Olăria.

1. Argila *este un silicat de aluminiu hidratat* [1]. E o combinație foarte răspândită. Când e pură, e foarte greu fuzibilă și greu atacată de diverșii agenți chimici.

Argila are o structură pământoasă, e unsuroasă la pipăit și poroasă. Când e uscată, se lipește de limbă, căci absoarbe în porii ei lichidele și cu deosebire uleiurile, dar nu e străbătută de ele. Muiată și frământată cu apă formează o pastă, căreia i se poate

[1] Provine din prefacerea feldspaților (silicați de aluminiu și de potasiu sau de sodiu). Aceștia sub acțiunea continuă a bioxidului de carbon și a apei se descompun în silicat de aluminiu hidratat, insolubil, și în silicat sau carbonat alcalin, solubil. Aceștia se disolvă și duși de apă pătrund în pământul arabil, de unde sunt absorbiți de plante. Constituția argilei pure este aproximativ $2SiO_2$, Al_2O_3, $2H_2O$.

da orice formă. Zicem că argila este *plastică.* După ce aceste forme s'au ars în foc, se întăresc, crapă, devin poroase şi sonore, nu se mai moaie cu apa şi nu mai formează o pastă. Pe această proprietate se bazează întrebuinţarea argilei, încă din timpuri străvechi, la fabricarea diverselor vase, a cărămizilor, etc.

2. Sunt mai multe feluri de argilă, după starea ei de puritate.

Caolinul este argila cea mai curată. E alb şi unsuros. Nu se topeşte nici la temperaturi foarte înalte şi prin ardere devine foarte dur şi rezistent şi rămâne tot alb. Din caolin se fabrică porţelanul.

Argila plastică sau *pământul de oale* este un silicat de aluminiu amestecat cu puţin carbonat de calciu, de magneziu, cu nisip şi oxid de fier. Din cauza impurităţilor (a fierului), această argilă este mai mult sau mai puţin fuzibilă, e colorată şi rămâne colorată şi după ardere. Varietăţile mai pure se întrebuinţează la fabricarea faianţelor; cele mai puţin pure, la fabricarea oalelor comune.

Marga e argilă ce conţine mult carbonat de calciu, pe lângă nisip şi oxid de fier.

Lutişorul roş şi cel *galben* sunt argile bogate în oxizi de fier.

3. Olăria se bazează pe însuşirea argilei de a fi plastică şi de a se întări prin ardere.

Diversele produse *ceramice* sunt ca şi sticlele *silicaţi calcinaţi;* se deosebesc însă de sticlă prin faptul că în silicaţii *ceramicii* predomină alumina ca bază, pe când varul şi alcalinele sunt accesorii. Din această cauză în produsele ceramice, silicaţii sunt numai în parte topiţi.

Principalele produse ceramice sunt: *porţelanul, faianţa, oalele comune.*

Porţelanul se face din caolin curat, amestecat cu nisip şi, cu feldspat. Aceste materiale se pulverizează foarte fin, se moaie cu apă şi se frământă prefăcându-se într'o pastă, din care se fac diverse forme de vase. Aceste forme se usucă întâi cu încetul, în aer. Apoi se încălzesc la o temperatură înaltă, în cuptoare speciale.

După această primă coacere, vasele poroase şi destul de fragile se acoper cu un fel de tencuială făcută din feldspat foarte fin pulverizat, se aşază din nou în cuptor şi se încălzesc la o temperatură şi mai înaltă. In această a doua încălzire, feldspatul se topeşte, umple porii vasului şi în acelaşi timp acopere suprafaţa acestuia cu un fel de sticlă transparentă (un şmalţ).

Porţelanul astfel obţinut este foarte dur, impermeabil, trans lucid, sonor şi rezistent.

Faianţele sunt poroase, gălbui şi se sgârie uşor cu un cuţit. Spărturile se lipesc de limbă. Faianţele se acoper cu un şmalţ alb ce conţine şi oxid de staniu. Se fabrică întocmai ca şi porţelanurile, numai că se întrebuinţează argilă mai impură şi nu se încălzesc a doua oară la o temperatură aşa de înaltă.

Oalele comune se fac din argilă ordinară, ce conţine piatră de var, nisip şi oxid de fier. Ele sunt poroase, opace şi se acoper cu un smalţ opac, ce conţine de obiceiu plumb; un silicat de plumb. Acestea nu se coc de două ori, ci se usucă întâi la soare şi apoi se smălţuesc şi se ard.

Oalele de flori, ţiglele, cărămizile se fac din argila cea mai ordinară, care conţine mult nisip, margă şi oxid de fier.

§ 64. Fierul.

1. Istoric. Importanţă. Fierul e metalul cel mai întrebuinţat în vieaţa practică, în industrie şi în agricultură. Din fier se fac armele, uneltele şi diversele maşini, de cari se slujeşte omul spre a agonisi cele necesare vieţii. Cărbunele şi fierul sunt cele două elemente pe care se întemeiază civilizaţia noastră; unul ne dă energie; celălalt, materie. Din cele aproape 90 de milioane de tone de metale uzuale, fabricate anual, peste 80 de milioane sunt fier, fontă şi oţel. (In 1927).

Fierul se cunoaşte de pe timpul Romanilor, cu cel puţin 700 de ani înaintea erei creştine [1]).

In natură se găseşte rar în stare nativă; numai în unele meteorite şi în unele roci eruptive mai noi (bazaltul). In schimb, în foarte mare cantitate se găseşte în numeroasele şi răspândi-

[1]) Cei vechi cunoşteau următoarele metale: aurul, argintul, plumbul, cuprul, staniul, mercurul şi fierul.

tele sale combinaţiuni cu oxigenul şi cu sulful [1]). După aluminiu, fierul e metalul cel mai răspândit din scoarţa pământului şi e foarte probabil că în centrul pământului, fierul este metalul care predomină.

2. Metalurgia fierului. Fierul se prepară din combinaţiile sale oxigenate (oxizii şi carbonatul).

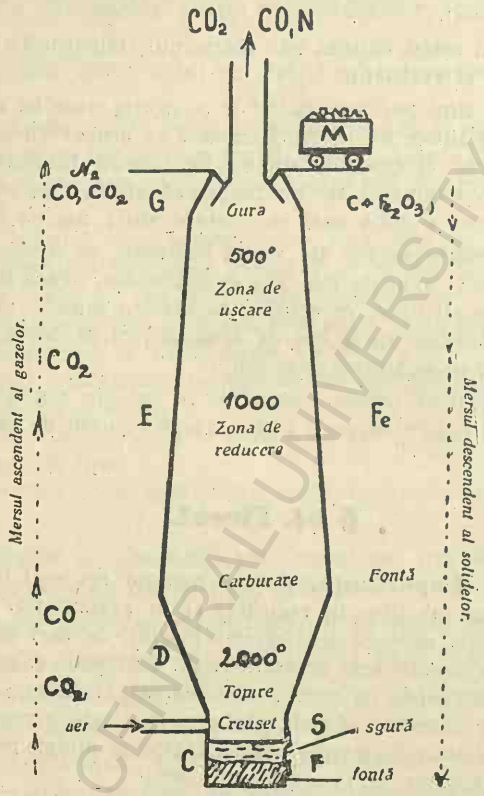


Fig. 154. Schiţa unui cuptor înalt. Sgura topită iese prin S; fonta prin F.

[1]) Principalele minereuri din care se extrage fierul sunt:

Fierul oligist, Fe_2O_3, e unul din cei mai răspândiţi oxizi. Se găseşte cristalizat în romboedri (sistemul hexagonal); atunci e strălucitor şi de coloare roşie închisă. Se găseşte şi amorf; şi în această stare e de coloare brună sau roşie. Când e amestecat cu argilă se numeşte *ocru roş* (lutişorul).

Limonita este un oxid de fier hidratat, asemănător cu rugina. E de coloare galbenă, închisă. Când e amestecată cu argilă se numeşte ocru galben.

Acestea se reduc cu cărbune, în cuptoare înalte[1]) până la **30** m. (fig. 154).

Un asemenea cuptor are forma a două trunchiuri de con, lipite prin bazele lor cele mari şi e căptuşit cu cărămidă refractară. Invelişul exterior e făcut din plăci de oţel (fig. 154).

Partea inferioară a cuptorului este cilindrică şi se numeşte *creuzet*. Aci pătrund gurile unor ţevi, prin care se suflă un curent de aer foarte cald (800°) şi comprimat. Prin gura cuptorului se toarnă pe rând minereu (cu fondant) şi cocs. Cărbunele dela partea inferioară a cuptorului arde şi se preface în CO şi CO_2. Aci temperatura este de aproape 2000°. Aceste gaze împreună cu azotul se urcă în sus şi CO_2, dând peste cărbune incandescent, e redus în oxid, CO:

$$CO_2 + C = 2CO$$

Magnetita, Fe_3O_4, sau oxidul magnetic de fier este un mineral foarte bogat în fier. Se găseşte cristalizat în octaedri cubici. E un mineral greu, are luciu metalic şi pronunţate însuşiri magnetice. Pulberea sa e neagră.

Siderosa este un carbonat de fier natural, CO_3Fe. Se găseşte şi cristalizat, şi amorf.

Foarte răspândite sunt sulfurile naturale de fier (pirită, marcasită, calcopiritâ, etc.), precum şi silicaţii ce conţin fier. Acestea minereuri însă nu se pot folosi direct la extragerea economică a fierului. Piritele servesc întâi la prepararea acidului sulfuric şi apoi oxizii de fier, ce rezultă din prăjirea piritelor, se folosesc uneori în metalurgia fierului.

In România se găsesc în mare cantitate minereuri de fier, din care se extrage acest metal. In Banat, la Reşiţa şi la Anina, sunt instalate mari uzine pentru fabricarea fontei, a oţelului şi a fierului.

1) Minereul de fier, ca mai toate minereurile din care se extrag metalele, mai adeseori este amestecat cu materii străine (argilă, nisip, piatră de var, etc.). Aceste materii străine formează *ganga, ce nu se poate economic îndepărta decât prin topire*, în timpul fabricaţiei.

Fiindcă unele din materiile din gangă sunt foarte greu fuzibile sau chiar *infuzibile* (argila), minereul se amestecă prealabil cu *fondanţi potriviţi*, al căror rost este de a se combina în cuptor cu materiile din gangă şi a da combinaţiuni *uşor fuzibile*, care sub formă de *sgură topită* se ridică la suprafaţa metalului topit şi apoi e îndepărtată. Ca fondant, în cazul frecvent al gangei argiloase, se adaugă carbonat de calciu, care dă cu argila şi cu nisipul un silicat dublu de aluminiu şi de calciu, relativ *uşor fizibil*.

Temperatura înaltă, la care se pot forma şi topi asemenea silicaţi, este superioară celei de 1000° şi nu se poate obţine avantajos decât în cuptoare anumite. La această temperatură însă, fierul, aflându-se în contact cu cărbunele, se combină cu acesta şi dă un aliaj complex, relativ uşor fuzibil, numit *fontă*.

Oxidul de carbon întâlnind mai departe oxidul de fier îl reduce luându-i oxigenul[1]) şi se preface în CO_2.

$$Fe_2O_3 + 3CO = 3CO_2 + 2Fe$$

Fierul spongios, pus astfel în libertate, având o temperatură foarte înaltă şi fiind în contact cu cărbunele[2]) se uneşte cu o parte din acesta şi dă *fontă*, un aliaj mult mai uşor fuzibil decât fierul, şi care din această cauză se şi topeşte în această regiune a cuptorului.

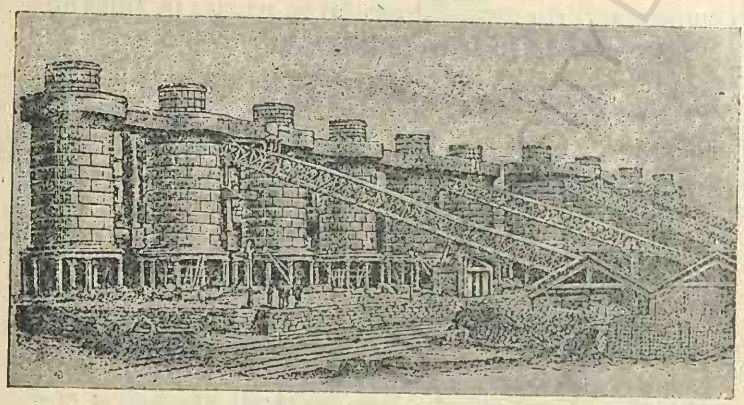


Fig. 155. O serie de cuptoare înalte.

După formarea şi topirea fontei, materiile străine, cu care era amestecat minereul, ajungând în regiunea *foarte fierbinte*

---

[1]) Reacţia $Fe_2O_3 + 2CO \rightleftarrows 2Fe + 3CO_2$ este reversibilă. De aceea o mare parte din CO nu se oxidează în CO_2, care la rândul său, *la temperatura cuptorului*, poate fi redus de fier.

Gazele, ce ies din cuptorul înalt, conţin încă în mare cantitate oxid de carbon, sunt deci combustibile. Din această cauză nu sunt lăsate să se degaje liber în atmosferă, ci se folosesc ca material combustibil *pe loc* şi anume:

O parte servesc la încălzit până la roş nişte camere speciale, prin care apoi va trece aerul ce se suflă în cuptor;

Altă parte servesc ca combustibil pentru diverse maşini termice, folosite în metalurgia fierului.

[2]) Cărbunele puverulent ce se formează în această parte a cuptorului, în urma reacţiunii: $2CO = C + CO_2$.

Reacţiunea aceasta *de oxidare şi de reducere* a oxidului de carbon se produce din cauza prezenţei fierului şi a temperaturii înalte cam de 1300°, ce domneşte în această zonă a cuptorului.

dela partea inferioară a cuptorului, se combină între ele şi dau o sgură uşoară şi uşor fuzibilă, care *pluteşte deasupra fontei* apărând-o de oxidare şi de ardere.

Când creuzetul e plin cu fontă topită, i se dă drumul acesteia să se scurgă prin deschiderea dela fundul creuzetului, iar sgura topită se scurge continuu printr'o deschidere dela partea superioară a acestuia.

3. Fonta. Produsul obţinut din cuptoarele înalte nu este fier pur, ci un amestec complex şi variabil, numit *fontă* sau *tuciu*, alcătuit din fier şi cărbune (2,3—5%). Fonta mai conţine şi puţin siliciu şi mici cantităţi de manganez, de fosfor şi de sulf. Ea se topeşte mult mai uşor decât fierul şi se topeşte brusc, fără să se înmoaie mai întâi, cum face fierul. Fonta nu se poate însă nici ciocăni ca fierul, nici lipi prin încălzire şi ciocănire ca acesta, căci este *sfărâmicioasă*, nu e malleabilă.

Sunt mai multe feluri de fontă, ce se pot grupa în două categorii: *fonta albă* şi *fonta cenuşie*.

Fonta albă [1]) e mai sfărâmicioasă şi e aşa de dură, că nu se poate pili. Se topeşte mai uşor (pe la 1100°), dar lichidă nu are destulă fluiditate şi nu se poate bine turna în formă. Din cauza acestor proprietăţi fizice, fonta albă nu se întrebuinţează ca atare, ci serveşte ca material prim pentru fabricarea oţelului şi a

---

Tot aci, materiile din gangă se combină cu fondantul şi dau sgura (un fel de sticlă), care topită înconjoară şi le apără de oxidare picăturile lichide de fontă şi împreună cu aceasta se scoboară şi ajung în creuzet, unde fonta mai grea, se aşază la fund, iar sgura mai uşoară, pluteşte deasupra ei şi se scurge afară în mod continuu printr'o deschidere laterală a creuzetului.

Sgura ce se formează în cuptorul înalt e mai adesea un silicoaluminat de calciu. Cantităţile enorme de această sgură, ce rezultă ca produs secundar în fabricarea fierului, servesc la facerea de pietre de pavat, la fabricarea cimentului, etc.

[1]) *Fonta albă* se obţine când se *răceşte brusc* masa fluidă, ce iese din cuptorul înalt. Tratată cu acid clorhidric, fonta albă degajă un amestec gazos, alcătuit din hidrogen şi din carburi de hidrogen şi nu lasă decât foarte puţină rămăşiţă.

Observată la microscop, fonta albă ne arată o *structură omogenă*. Ea conţine cea mai mare parte din carbon combinat cu fierul în stare de carbură de fier, CFe_3, numită *cementită*. O altă parte din carbon este *dizolvată* în fier şi formează cu acesta o *soluţie solidă*.

fierului. O varietate de fontă, ce conține până la 80% mangan, se folosește în deosebi la fabricarea oțetului.

Fonta cenușie [1]) e ceva mai închisă la coloare, mai puțin dură și se topește ceva mai greu (pe la 1200°), dar topindu-se e foarte fluidă și se toarnă bine în tipare, căci solidificându-se își mărește puțin volumul și ia forma tiparului. Fonta cenușie e mai puțin dură; ea se poate pili și lucra la strung. Se întrebuințează mai mult la fabricarea pieselor și obiectelor turnate.

4. Oțelul și fierul. Prin descarburarea parțială a fontei se obține, după voință, fier sau oțel. Sunt foarte numeroase feluri de oțel și de fier.

In general, se numește oțel un fier ce conține 0,5—1,6% cărbune. Sub 0,5% cărbune, aliajul se numește fier [2]). Sunt însă și feluri de oțel și de fier ce conțin cam aceeași cantitate de carbon, căci întocmai ca la fontă însușirile oțelului și ale fierului nu atârnă numai de cantitatea de carbon ce intră în compoziția lor, ci și de operațiunile fizice prin care au trecut.

Metoda Bessemer. Procedeul cel mai adesea întrebuințat pentru a obține oțel sau fier este *procedeul Bessemer.* In acest procedeu, fonta topită este introdusă într'o retortă foarte mare de fier [3]); căptușită cu cărămizi refractare (făcute din argilă și nisip), încălzită, mobilă în jurul unui ax orizontal și prevăzută cu un fund dublu. Fundul interior are o mulțime de găuri (ca o sită), prin care pătrunde un curent puternic de aer foarte cald. Acest aer străbătând prin masa topită oxidează complet siliciul și carbonul. Căldura produsă în acest fenomen de oxidare e așa de mare, că topește chiar fierul pur (fig. 156). Se obține în felul acesta fier topit, aproape curat.

---

[1]) *Fonta cenușie* se obține când se răcește cu încetul masa fluidă, ce se scoate din cuptorul înalt. Tratată cu acid clorhidric degajă hidrogen, amestecat numai cu urme de hidrocarburi, și lasă o rămășiță apreciabilă de grafit. Observată la microscop, fonta cenușie arată o structură mai puțin omogenă, căci conține o mare parte din carbonul ei în stare de foițe de grafit, împrăștiate în masa fierului.

[2]) Fontele, ce conțin între 1,6—2,3% carbon, nu prea au întrebuințare.

[3]) Numită *convertisorul Bessemer.*

Dacă voim să obţinem un oţel de compoziţie anumită în ce priveşte carbonul, se adaugă la urmă în masa descarburată, o cantitate anumită de fontă de mangan. Aceasta pe de o parte dă cărbunele necesar oţelului dorit, pe de altă parte, prin manganul său, reduce eventualul oxid de fier sau silicat de fier, ce s'ar fi format în timpul acestei operaţiuni, şi, punând fierul în libertate, îi ia locul şi trece în puţina sgură (silicat) formată, care e scursă înainte de a deşerta oţelul sau fierul din convertisor [1]).

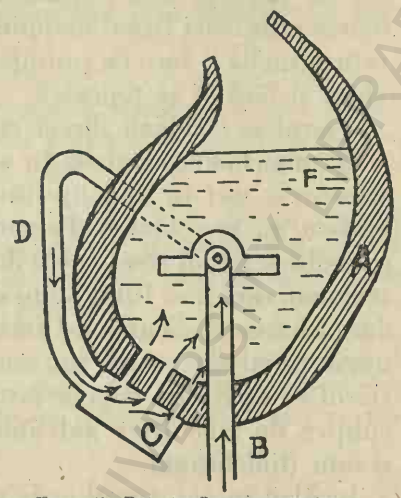


Fig. 156. Retorta Bessemer pentru descarburarea fontei.

Uneori pentru prepararea oţelurilor speciale se foloseşte *cuptorul electric.* Asemenea oţeluri conţin pe lângă fier şi alte elemente decât cele amintite (carbon, siliciu, manganez). De exemplu, conţin crom, nichel, tungsten. Ele au unele proprietăţi cu totul speciale, ce le fac să fie întrebuinţate pentru anumite scopuri.

Fierul chimic pur se obţine reducând, printr'un curent de hidrogen, oxidul de fier, Fe_2O_3.

5. Proprietăţile fierului, Fierul obişnuit, fierul moale, întrebuinţat de fierari, conţine sub 0,5% cărbune. Este cenuşiu, ductil şi tenace. E cel mai tenace şi mai dur dintre toate metalele uzuale. La cald este

[1]) In procedeul Bessemer cu căptuşala *acidă* nu se poate elimina decât siliciul, carbonul şi manganul din fontă. Fosforul nu se poate elimina, căci oxidul format, P_2O_5, *este redus de masa mare de fier topit* şi fosforul rămâne încorporat în această masă, pe care o face foarte sfărâmicioasă, când se solidifică. Din această cauză, minereurile de fier, bogate în fosfor şi în sulfuri, nu puteau fi folosite la prepararea fierului. Modificând căptuşala convertisorului Bessemer, făcând-o din carbonat de calciu şi de magneziu (adică bazică) şi introducând în masa topită a fontei o cantitate de var (CaO), se poate îndepărta fosforul sub formă de fosfat de calciu, care este foarte căutat în agricultură (făina Thomas). Acest procedeu se numeşte *procedeul Bessemer bazic* sau *Thomas.*

şi maleabil; se poate bate şi lucra cu ciocanul, cu deosebire când e fierbinte. Încălzite la roşu, bucăţile de fier se pot lipi prin ciocănire. Această însuşire este foarte utilă, căci fierul netopindu-se decât la o temperatură înaltă [1]) face cu putinţă lipirea bucăţilor de fier chiar şi fără să se topească.

Fierul se combină direct cu mai toate metaloidele.

Ca mai toate metalele, în aerul uscat, fierul nu se oxidează; nici în apa lipsită de aer şi de bioxid de carbon nu se schimbă. In aerul umed *ruginește* acoperindu-se cu un strat *poros* de oxid de fier hidratat [2]) (rugina), care însă fiind poros nu apără metalul de oxidare ulterioară. Pentru a-l feri de oxidare e bine să se ungă fierul cu petrol sau cu vaselină. In practică, fierul se apără de rugină acoperindu-se cu o pătură subţire de zinc (fier galvanizat), de plumb sau de staniu (tinicheaua).

Încălzit in aer, fierul arde prefăcându-se în Fe_3O_4, un corp negru.

Acizii diluaţi îl atacă uşor, desvoltând hidrogen. Hidroxizii de potasiu şi de sodiu nu au nicio acţiune asupra fierului.

Sunt mai multe varietăţi alotropice de fier. Sub 750°, fierul este magnetic; deasupra acestei temperaturi îşi pierde însuşirea magnetică şi-şi modifică şi celelalte proprietăţi.

6. Proprietăţile oţelului. Oţelul este ceva mai uşor şi mai fuzibil decât fierul. Se topeşte între 1300°—1400°. Oţelul este mai dur şi mult mai tenace decât

[1]) Fierul pur se topeşte la 1520°. Are densitatea 7,84. E alb ca argintul, când este în masă compactă. Ponderea atomică a fierului este 56.

[2]) Experienţa următoare ne dovedeşte influenţa bioxidului de carbon, a apei şi a oxigenului asupra ruginirii fierului. Se pune pilitură de fier în apă distilată şi se trece prin aceasta câteva minute un curent puternic de bioxid de carbon. Apoi se filtrează şi prin filtrat se trece un curent de oxigen; se depune după puţin timp un precipitat ruginiu.

Explicare. Sub influenţa umezelii şi a bioxidului de carbon s'a disolvat puţin fier sub formă de bicarbonat feros, solubil: $(CO_3H)_2Fe$. Acesta sub influenţa oxigenului s'a oxidat şi descompus în *hidroxid feric*, $Fe(OH)_3$, şi CO_2, $2(CO_3H)_2Fe + H_2O + O = 4CO_2 + 2FQ(QH)_3$

fierul, dar e mai puțin maleabil și mai sfărimicios decât acesta; de aceea unele varietăți nu se pot lucra cu ciocanul, nici nu se pot lipi prin încălzire la roșu și prin ciocănire.

Oțelul încălzit la o temperatură înaltă (pe la 900°) și răcit brusc se zice *oțel călit* și este mult mai dur, mai tenace și mai elastic decât oțelul ordinar, dar e și mai puțin maleabil decât acesta și mai greu de lucrat.

Dacă se ia un oțel călit și se încălzește până la o temperautră puțin superioară temperaturii de 700° și apoi se lasă să se răcească cu încetul, oțelul devine moale, adică își pierde complet calitățile obținute prin călire.

Dacă însă luăm oțel călit, îl încălzim numai până la o temperatură inferioară temperaturii de 700° și lăsăm să se răcească *cu încetul*, oțelul *își micșorează numai* calitățile, fără să și le piardă *cu totul*. In felul acesta putem prepara oțeluri cu proprietățile *dorite*.

Din oțel se fac mai toate uneltele și mașinile folosite în industria modernă; apoi poduri, vapoare, căi ferate, etc.

7. Combinațiile fierului. Fierul dă două serii de compuși: In unele, atomul de fier este bivalent (combinațiile fieroase); în celelalte este trivalent (combinațiile ferice).

Principalele combinațiuni feroase sunt:

Clorura feroasă, $FeCl_2$, se obține când disolvăm fier în acid clorhidric. E un corp verzuiu ca multe combinații feroase, se oxidează ușor; are proprietăți reducătoare.

Sulfura feroasă, FeS, se produce când încălzim fierul cu sulful în cantități echivalente (56 părți fier și 32 părți sulf). E ușor atacat de acizi; se degajă H_2S (cu acid clorhidric și sulfuric diluat).

Oxidul feros, FeO, și hidroxidul feros, $Fe(OH)_2$ se obțin în laborator. Sunt corpuri puțin stabile. Se oxidează ușor și se prefac în combinațiile ferice corespunzătoare.

Sulfatul feros, $SO_4Fe + 7H_2O$, sau *calaicanul* se obține disolvând fier în acid sulfuric diluat. Se găsește și în natură, unde se produce prin oxidarea sulfurilor de fier. Cristalizează în prisme verzi, deschise. Se oxidează în contact cu aerul și se preface în parte în oxid feric.

Prin calcinare se descompune în SO_2, SO_3 și Fe_2O_3. Sulfatul feros este un reducător. Distruge hidrogenul sulfurat, dând sulfură feroasă.

Se întrebuințează în vopsitorie, în tăbăcărie, la fabricarea cernelei.

Carbonatul feros, CO_3Fe. se găsește în natură cristalizat. Ca bicarbonat se găsește disolvat în unele ape feruginoase.

Printre combinațiile ferice sunt de amintit:

Oxidul feric, Fe_2O_3. Se găsește și în natură și se obține prin calcinarea hidroxidului feric, $Fe(OH)_3$. Acesta se obține ca precipitat tratând o sare ferică cu amoniac sau cu hidroxid de sodiu.

Clorura ferică, $FeCl_3$, se obține trecând clor într'o soluție de clorură feroasă sau arzând fierul în clor. E o masă galbenă, higroscopică. Se folosește în medicină pentru a opri emoragiile.

§ 65. Nichelul, cobaltul, manganul, cromul.

1. Nichelul se găsește în natură mai totdeauna combinat cu sulful, cu arsenul și mai ales cu silicea (silicat de nichel). Se obține reducând silicatul de nichel cu cărbune, într'un fel de cuptoare înalte.

Nichelul e un metal alb, cu reflexe gălbui. Se lucește foarte bine. E malcabil, ductil și tenace; e mai tenace decât fierul. Este inalterabil în aer. Pe această proprietate se bazează nichelarea obiectelor de cupru și de fier. Acizii clorhidric și sulfuric îl atacă foarte puțin.

In combinațiile sale, nichelul e mai totdeauna bivalent. Sărurile de nichel sunt verzi. Mai important este sulfatul, care se întrebuințează în galvanoplastie (sub formă de sulfat dublu de nichel și de amoniu).

Aliajele de nichel sunt mult întrebuințate la fabricarea de obiecte uzuale, de monezi, etc.

2. Cobaltul e un metal ce întovărășește mai totdeauna nichelul în combinațiile sale.

Sulfurile și arseniurile de cobalt sunt eliberate de sulf și de arsen prin prăjire în aer, iar oxidul de cobalt format este redus cu cărbune.

Cobaltul e un metal alb-argintiu, cu reflexe roșietice. Este ductil și mai dur decât fierul. Nu se alterează în aer; acizii îl atacă cu greu.

Cobaltul dă două serii de compuși: *cobaltoși* și *cobaltici*. Sărurile de cobalt ca și cele de fier și de nichel sunt colorate. Mai stabile sunt sărurile cobaltoase. Silicatul de cobalt este albastru și foarte rezistent la căldură; intră în compoziția smalțurilor (silicați dubli de cobalt și de potasiu).

3. Manganul se găsește în natură numai combinat: MnO_2 (piroluzită), Mn_2O_4, CO_3Mn, etc.

Se prepară reducând oxizii fie cu cărbune, fie cu pulbere de aluminiu.

E un metal alb-cenușiu, ușor oxidabil [1]), dur, *sfărâmicios* și foarte greu fuzibil. Ca metal nu se întrebuințează.

Manganul dă numeroși compuși. In aceștia, atomul de mangan poate fi bivalent, trivalent, hexavalent și heptavalent.

Dintre compușii lui mai importanți sunt bioxidul, MnO_2, care se găsește și în natură ca mineral (piroluzita). Se întrebuințează la prepararea oxigenului și a clorului.

[1]) Descompune apa la fierbere.

Hipermanganatul de potasiu, MnO_4K. Este un corp cristalizat în prisme mici, negre-verzui. E foarte solubil în apă, pe care o colorează în violet.

Este un *oxidant energic.* Din această cauză se întrebuinţează în laborator ca *oxidant;* în medicină, ca desinfectant. Se foloseşte ca apă de gură o soluţie foarte diluată de hipermanganat de potasiu.

Oxizii inferiori ai manganului, MnO şi Mn_2O_3, sunt baze slabe. Oxizii superiori, MnO_3 şi Mn_2O_7, au caracter de oxizi acizi foarte pronunţat.

Experienţe. Într'o piuliţă de porţelan frecăm cu băgare de seamă *un* cristal de hipermanganat de potasiu cu *puţin* sulf sau iod. Se produce o explozie puternică. Atenţiune!

Substanţele organice (lemn, hârtie, piele) ca unele ce conţin carbon, un element oxidabil, fiind puse în contact cu o soluţie de hipermanganat de potasiu, se colorează în brun, din cauza precipitatului de hidroxid manganic, ce se separă.

Peste puţin praf de hipermanganat de potasiu se picură (atenţiune)! puţin acid sulfuric concentrat. Se separă picături verzi închise de Mn_2O_7. Se ia pe capătul unei baghete de sticlă puţin din acest amestec şi se atinge cu dânsul o hârtie de filtru, muiată în esenţă de terebentină. Hârtia se aprinde imediat.

Dacă peste puţină substanţă se pune praf de cărbune, acesta se aprinde cu explozie.

4. Cromul nu se găseşte liber în natură. Compusul natural cel mai important al cromului este *fierul cromat* (Cr_2O_3FeO), care e un cromit de fier. Din acesta se prepară toţi compuşii cromului.

Metalul pur se prepară din sescvioxidul de crom, Cr_2O_3, redus cu aluminiu în pulbere.

Cromul este un metal greu, alb-cenuşiu, strălucitor, foarte greu fuzibil şi foarte dur. In aer nu se oxidează.

Cromul metal este întrebuinţat în industria oţelului. Cromitul de fier este direct redus cu cărbune şi dă un oţel foarte dur, ce conţine până la 60% crom.

Cromul are trei oxizi: CrO, Cr_2O_3 şi CrO_3. Primii doi au caracter bazic; compuşii cromoşi (CrO) sunt

foarte puțin stabili, tind să se oxideze și să treacă în compuși *cromici* (Cr_2O_3). Aceștia seamănă cu cei ai aluminiului.

CrO_3, numit și *anhidridă cromică*, are un caracter acid foarte pronunțat. Se asemănă cu SO_3, anhidrida sulfurică.

Cromul ca și manganul este un exemplu tipic de element care poate fi socotit și între metale, și între metaloide.

Și la oxizii cromului se verifică faptul că creșterea numărului atomilor de oxigen într'un oxid mărește valența elementului și imprimă caracter acid oxidului superior.

Bicromatul de potasiu, $Cr_2O_7K_2$ este un corp cristalizat în prisme triclinice, roșii-portocalii. E solubil în apă. In contact cu acizii mai tari, desvoltă oxigen și dă săruri cromice. Pe această acțiune oxidantă se bazează multe din întrebuințările bicromatului de potasiu și în chimie, și în fizică (elementele cu bicarbonat).

$$2Cr_2O_7K_2 + 8SO_4H_2 = 4(SO_4)_2CrK + H_2O + 3O_2.$$

Toți compușii cromului, sunt coloraţi, de aceea metalul se numește *crom.* Cromatul de plumb, CrO_4Pb, se întrebuințează în pictură, ca coloare galbenă.

§ 66. Aurul. Platina. Apa regală.

1. Starea naturală. Extragere. *Aurul* se găsește în natură mai totdeauna în stare nativă, infiltrat într'o gangă cvarțoasă.

Uneori se găsește în nisipurile unor râuri, de unde se extrage spălând nisipurile cu apă, în niște jghiaburi înclinate. Apa ia nisipul, iar aurul, fiind mai greu, rămâne și e disolvat în mercur, din care prin distilarea acestuia se obține pur.

In *Transvaal* [1]), roca amorfă este sfărâmată și pulverizată

1) Țara cea mai bogată în aur din lume. Țara cea mai bogată în aur din Europa este Transilvania (Brad, Baia-Mare, Roșia, Săcărâmb).

(măcinată) foarte fin. Prin această pulbere se trece mult timp un curent de apă, care târăşte părţile mai uşoare (silicea, etc.) şi mâlul aurifer este în urmă lăsat să se scurgă cu încetul, pe nişte plăci de cupru, amalgamate la suprafaţă. Mercurul din amalgam reţine aurul, iar prin distilarea amalgamului se obţine aur curat.

2. Proprietăţi. Aurul este un metal galben şi foarte strălucitor. E moale, *foarte maleabil şi foarte ductil.* Din aur se fac foiţe a căror grosime e abia a mia sau chiar a zecea mie parte dintr'un milimetru. La o temperatură mai înaltă[1]) se topeşte într'un lichid verde.

Aurul nu se oxidează la nicio temperatură. Este metalul nobil prin excelenţă. Nu-l atacă niciun acid şi nici bazele alcaline. Numai apa de clor, bromul şi soluţia aerată de cianură de potasiu[2]) dizolvă aurul. Această din urmă soluţie se foloseşte în unele uzine pentru a extrage aurul: din soluţia de cianură de aur şi de potasiu, aurul se precipită cu zinc.

3. Compuşii aurului. Aurul dă două feluri de compuşi; *auroşi* şi *aurici.* Este monovalent şi trivalent. Compuşii săi sunt *foarte puţin stabili.* Prin încălzire se descompun lăsând metalul ca rămăşiţă. In compuşii aurici, *aurul joacă rol de metaloid*[3]). Din soluţiile sărurilor sale aurul este precipitat de toate celelalte metale, întru cât sunt mai oxidabile decât dânsul.

4 Intrebuinţări. Din cauză că aurul este inalterabil, are o coloare şi o strălucire plăcută şi apoi se găseşte rar, acest metal a fost preţuit ca un lucru scump şi ca semn al bogăţiei din cele mai vechi timpuri.

Din aur se fac obiecte de podoabă şi monezi. Fiindcă este prea moale (aproape ca plumbul), aurul nu se foloseşte singur la facerea obiectelor amintite, ci aliat cu cuprul sau cu cuprul

[1]) La 1063°.

[2]) KCN.

[3]) Faptul acesta l'am constatat şi la staniu, la plumb, la crom, la mangan; când atomul are o valenţă superioară şi fixează mai mulţi atomi de elemente oxidante.

şi cu argintul. Aliajul pentru monezi conţine 100 părţi cupru, 900 părţi aur. Cu aur se auresc obiectele de argint sau de un aliaj mai puţin preţios.

5. Platina este un metal nobil [1]), cenuşiu, foarte greu, maleabil şi ductil. Se topeşte la o temperatură foarte înaltă (1770°) şi înainte de a se topi se moaie şi se poate lipi ca şi fierul.

Platina nu se oxidează la nicio tempratură şi nu este atacată de acizi. Soluţiile de hidroxizi, de sulfuri şi de cianuri alcaline o atacă uşor. De asemenea plumbul şi multe alte metale se aliază uşor cu platina dând combinaţiuni uşor fuzibile. Clorul disolvă platina şi dă o tetraclorură de platină.

Platina dă două serii de combinaţiuni: platinoase şi platinice: ($PtCl_2$ $PtCl_4$). Toate combinaţiile acestea sunt puţin stabile. In compuşii platinici, platina are proprietăţile unui metaloid.

Platina în stare de pulbere fină (negru de platină sau de burete de platină [2]) are proprietatea de a absorbi oxigenul şi alte gaze şi în felul acesta *înlesneşte* oxidarea unor corpuri (SO_2,NH_3). Zicem că platina este un catalizator.

6. Intrebuinţări. Din platină se fac creuzete, capsule şi alte vase, ce se folosesc în laboratoarele de chimie, precum şi unele părţi de aparate de fizică (anod şi catod în aparate de electroliză). Se mai foloseşte în fotografie şi în tehnica dentară. Cu platină se platinează obiecte de metal făcute din un aliaj mai puţin preţios.

Dintre aliajele platinei cel mai important este aliajul cu iridiu (10%). E foarte dur, elastic, influzibil şi inalterabil. Din acest aliaj se fac etaloanele metrului.

7. Apa regală este un amestec de acid clorhidric şi acid azotic, care desvoltă clor şi clorură de nitrosil,

[1]) Se găseşte în natură în stare nativă aliat cu alte metale, ce fac parte din grupa platinei: iridiu, paladiu, osmiu, rodiu, rutcniu.

[2]) Negrul de platină se obţine reducând o sare oarecare de platină, de ex. cianura de platină, reducând-o cu zinc. Buretele de platină se obţine calcinând cloroplatinatul de amoniu: $PtCl_6(NH)_4)_2$.

NOCl, corpuri ce atacă chiar şi platina şi aurul, *regele metalelor*.

$$3HCl + NO_3H = NOCl + Cl_2 + 2H_2O$$

Aurul şi platina tratate cu apă regală se prefac în clorură aurică, $AuCl_3$, şi clorură de platină, $PtCl_4$, combinate cu acidul clorhidric şi formând *acidul cloroauric*, $AuCl_4H$, şi acidul *cloroplatinic*, $PtCl_6H_2$.

In aceste corpuri există *anionii* $PtCl_6$ şi $AuCl_4$, asemenea anionilor NO_3 şi SO_4. Fixarea elementelor oxidante, clor sau oxigen, la atomii de metale grele imprimă grupării caracter electronegativ de anion.

§ 67. Sistemul periodic al elementelor.

(Cetire)

Cu prilejul studiului elementelor halogene am constatat următoarele fapte.

Punctele de fuziune şi de fierbere ale acestor elemente cresc în aceeaşi ordine, în care creşte şi ponderea atomică: F,Cl,Br,I.

Căldura de reacţie a combinaţiilor cu hidrogenul a acelorași elemente descreşte în ordinea, în care creşte ponderea atomică a elementelor amintite. In aceeaşi ordine descreşte stabilitatea hidracizilor corespunzători. Asemenea fapte se constată şi la elementele, ce aparţin altor familii chimice.

Pentru a vedea mai lămurit cum variază proprietăţile fizice şi chimice ale diverselor elemente cu ponderea lor atomică, se face următoarea orânduire a acestor elemente:

Se aşază elementele, unul după altul, exact în ordinea crescătoare a ponderilor atomice. Cercetând această înşiruire, se constată că proprietăţile elementelor se schimbă mult, dela un element la cel următor, de ex. dela carbon (12) la azot (14), însă, după ce străbatem *o serie* de un anumit număr de elemente (8 la început, apoi 18), dăm peste *o altă* serie de elemente, *în care acestea*, unul după altul, *au aceleaşi proprietăţi chimice* ca şi elementele corespunzătoare din *seria precedentă* (siliciu, fosfor).

Dacă acum *seriile* de elemente, astfel orânduite, *se aşază succesiv* unele sub altele aşa, ca două elemente asemenea, luate câte unul în fiecare serie, să fie unul sub altul, constatăm că

SISTEMUL PERIODIC AL ELEMENTELOR. H = 1,008

Perioada	0	1	2	3	4	5	6	7	8
I	**2** He 4,00	**3** Li 6,94	**4** Be 9,02	**5** B 10,82	**6** C 12,00	**7** N 14,008	**8** O 16,00	**9** F 19,0	
II	**10** Ne 20,2	**11** Na 23,00	**12** Mg 24,32	**13** Al 26,97	**14** Si 28,06	**15** P 31,04	**16** S 32,07	**17** Cl 35,46	
III	**18** Ar 39,88	**19** K 39,10 **29** Cu 63,57	**20** Ca 40,07 **30** Zn 65,37	**21** Sc 45,10 **31** Ga 69,72	**22** Ti 48,1 **32** Ge 72,60	**23** V 51,0 **33** As 74,96	**24** Cr 52,0 **34** Se 79,2	**25** Mn 54,93 **35** Br 79,92	**26** Fe **27** Co **28** Ni 55,84 58,97 58,68
IV	**36** Kr 32,9	**37** Rb 85,2 **47** Ag 107,88	**38** Sr 87,6 **48** Cd 112,4	**39** Y 89,0 **49** In 114,8	**40** Zr 91,2 **50** Sn 118,7	**41** Nb 93,5 **51** Sb 121,8	**42** Mo 96,0 **52** Te 127,5	**43** Ma **53** I 126,92	**44** Ru **45** Rh **46** Pd 101,7 102,9 106,7
V	**54** X 130,2	**55** Cs 132,8 **97** Au 197,2	Ba **56** 137,4 **80** Hg 200,6	Pământuri rari **81** Tl 204,4	**72** Hf 178,5 **82** Pb 207,2	**73** Ta 181,5 **83** Bi 209,0	**74** W 184,0 **84** Po 210	**75** Re **85**	**76** Os **77** Ir **78** Pt 190,9 193,1 195,2
VI.	**86** Em 222	**87**	**88** Ra 226,0	**89** Ac (227)	**90** Th 232,1	**91** Pa (230)	**92** U 238		

BCU "LUCIAN BLAGA" UNIVERSITY LIBRARY

şi celelalte elemente, ce se corespund două câte două, în seriile respective, sunt elemente asemenea, aparţinând aceleiaşi familii chimice.

In tabloul alăturat s'a început orânduirea elementelor cu heliul şi s'a aşezat întâi *două serii* simple (două perioade I, II), alcătuite din câte opt elemente; apoi urmează *trei serii* sau *perioade duble*, de câte 11 + 7 = 18 elemente, şi la urmă o serie simplă, necompletă, de 7 elemente.

In total avem nouă serii aşezate *orizontal* (dela stânga spre dreapta), cu care se pot forma *8 grupe* sau *coloane verticale* (de sus în jos) complete, având câte un element în fiecare serie, şi o a noua grupă, ce cuprinde câte trei elemente în şir, aparţinând primei jumătăţi a seriilor duble.

Iată, acum, ce regularităţi se constată în tabloul astfel alcătuit:

In fiecare serie (perioadă), valenţa elementului în combinaţiile oxigenate creşte necontenit dela stânga spre dreapta, începând cu valenţa zero (la gazele nobile) şi sfârşind cu valenţa şapte (halogenii) şi valenţa opt [1]) (în grupa a noua).

Valenţa faţă de hidrogen creşte dela zero la patru (carbon) şi apoi descreşte treptat până la unu (halogenii).

In fiecare coloană verticală, vedem că elementele respective sunt aşezate unul sub altul în două subgrupe (una la stânga, cealaltă la dreapta) şi fiecare subgrupă formează *o familie chimică*. In fiecare familie chimică, caracterul metalic, bazic al elementelor creşte în ordinea crescătoare a ponderilor atomice. Mai constatăm că grupele din jumătatea stângă a tabloului conţin elemente cu caracter metalic pronunţat, pe când grupele din partea dreaptă conţin elemente care au însuşiri metaloidice din ce în ce mai pronunţate.

Aceste şi alte multe constatări ne arată că proprietăţile diverselor elemente *atârnă de locul* ce-l ocupă elementul respectiv în tabloul acesta de serii sau *perioade*, care pentru acest motiv se mai numeşte *sistemul periodic al elementelor*.

Observare. In acest tablou nu e trecut hidrogenul, fiindcă proprietăţile acestuia îl aşază aparte.

Lângă fiecare element, în stânga lui, e însemnat un număr foarte important, numit *număr de ordine*. El ne arată locul ce îl ocupă în sistem elementul respectiv. De acest număr a-

[1]) Există anhidrida perclorică Cl_2O_7; există oxizii de osmiu şi de ruteniu: OsO_4 şi RuO_4; există nichel-carbonil $Ni(CO)_4$ şi alţi compuşi asemănători. Radicalul CO se poate considera ca bivalent.

tărnă proprietăţile elementului [1]). Sub fiecare element e însemnată ponderea sa atomică.

Unele locuri sunt goale (85, 87), căci încă nu s'au descoperit elementele respective [2]).

Locurile dela 57 la 71 inclusiv sunt ocupate de aşa numitele *„pământuri rare"*.

§ 68. Exerciţii recapitulative.

1. Ce operaţiuni fizice se folosesc în chimie pentru a separa din amestecuri, specii chimice pure?
2. Ce corpuri simple, solide emit vapori la temperatura ordinară sau la uşoară încălzire?
3. Care este elementul cel mai oxidant, care cel mai reducător, dintre toate corpurile simple învăţate?
4. Ce elemente se găsesc în natură în stare nativă?
5. Care metale se prepară în industrie din oxizi sau din carbonaţi, care din sulfuri naturale? Ce reducători se folosesc în metalurgie?
6. Ce elemente se prepară cu ajutorul electrolizei?
7. Ce elemente nu se oxidează la nicio temperatură?
8. Ce metale descompun apa la temperatura ordinară, care o descompun numai la cald, care nu o descompun la nicio temperatură?
9. De ce proprietate atârnă uşurinţa metalelor de a reduce apa?
10. Care dintre metalele uzuale oxidându-se în aer se acopere cu o pojghiţă subţire şi aderentă de oxid, ce le apără de oxidare completă?
11. Ce metal uzual, foarte întrebuinţat, se oxidează complet în aerul umed, de ce se oxidează complet şi cum se apără de această oxidare?
12. Care dintre elementele, sodiu şi hidrogen, este un reducător mai energic? Ce dovadă experimentală poţi să aduci şi ce explicare poţi să dai?

---

[1]) *Numărul de ordine* ne măsoară sarcina electrică totală din sâmburele atomului. Fiindcă această sarcină electrică defineşte fără echivoc proprietăţile chimice ale atomului, numărul de ordine caracterizează complet natura chimică a elementului respectiv, ai cărui atomi s'ar putea, în unele cazuri, să aibă *ponderi diferite*. De exemplu, unii atomi de clor au ponderea 35, alţii 37, dar *amestecul lor obişnuit* are ca pondere atomică *totdeauna* 35,5. Tot astfel atomii de mercur, de plumb şi de alte elemente au ponderi atomice diferite. Numărul de ordine se mai numeşte şi *număr atomic*.

In ultimul timp s'a găsit în hidrogenul obişnuit, de pondere atomică 1,008, un element numit *hidrogen greu*. Acest gaz are ponderea atomică 2, dar posedă toate proprietăţile chimice ale hidrogenului. Se combină, de exemplu, cu oxigenul şi dă *apă grea*, de pondere moleculară 20. Această apă grea posedă multe însuşiri diferite de ale apei obişnuite. De exemplu, împiedică germinaţia seminţelor, este antiseptică, nu e descompusă de curentul electric etc.

Hidrogenul obişnuit este deci un amestec ce conţine o foarte mică parte de hidrogen greu, de pondere atomică 2, pe lângă foarte mult hidrogen de pondere atomică 1.

[2]) Se crede că s'a descoperit de curând elementele ce corespund numerelor de ordine 85 şi 87. Primul ar fi cel mai greu element din familia halogenilor, ultimul cel mai greu din familia metalelor alcaline. Acesta ar fi un element foarte radioactiv, din care însă nu se mai găsesc azi decât urme.

13. De ce amestecul de oxigen şi de hidrogen este cu deosebire explozibil, când e făcut în proporţie de un volum de oxigen la două volume de hidrogen?

14. Ce alte două gaze din cele învăţate mai pot forma amestecuri explozibile?

15. De ce hidrogenul reduce uşor la cald oxizii de cupru, de plumb, de staniu, de fier, pe când reduce greu oxidul de zinc şi nu reduce la nicio temperatură oxizii de aluminiu şi de magneziu?

16. Numeşte două, trei dintre combinaţiunile cele mai stabile la temperatură ordinară; două, trei dintre cele mai puţin stabile!

17. Ce hidroxizi metalici au şi caracter bazic, şi caracter acid?

18. Numeşte oxizii metalici superiori (bioxizi, etc.) amintiţi în această carte!

19. Atomii căror metale au mai multe feluri de valenţă?

20. Arată ce corpuri se obţin direct sau indirect din clorura de sodiu!

21. Ce metale sunt uşor atacate la rece de soluţiile apoase de acizi clorhidric şi sulfuric, şi cu degajare de hidrogen?

22. Pe ce proprietate a acidului azotic se explică disolvarea tuturor metalelor (afară de aur şi platină) de către acest corp?

23, Scrie egalitatea ce reprezintă reacţiunea chimică dintre argint şi acidul sulfuric concentrat şi cald! Dintre argint şi acidul azotic! (Se degajă aci NO care în aer devine NO_2).

24. Ce compuşi metalici se folosesc în vopsitorie şi în pictură? Ce aliaje se folosesc mai mult în viaţa practică?

25. Dă câteva exemple de formare de săruri produse prin reacţiunea:

a. Dintre un metal şi un metaloid;

b. Dintre un oxid metalic şi o anhidridă;

c. Dintre un acid şi un metal;

d. Dintre un acid şi un oxid metalic;

e. Dintre un acid şi un hidroxid metalic.

26. Agricultorul împrăştie uneori pe ogor var nestins. Ce se întâmplă cu acest var?

27. Se vâră un cărbune aprins, în apă. Ce se întâmplă?

28. Ce se întâmplă când se aruncă (se stropeşte) puţină apă pe cărbuni incandescenţi? Ce se întâmplă, când turnăm multă apă?

29. De ce, în toate analizele pe care le fac chimiştii cu apa de ploaie culeasă în timpul furtunilor, se găseşte acid azotic, amoniac, azotat de amoniu, carbonat de amoniu?

30. In ce împrejurări se produce amoniac prin fermentare? Ce urmări are pentru pământul agricol acest fenomen?

31. Mijloacele de producere a amoniacului?

32. De unde se iau materialele din care se fabrică acidul sulfuric?

33. Ce combinaţiune chimică este foarte necesară şi în agricultură, şi în arta războiului?

34. *Pasteur* susţinea că fără concursul bacteriilor putrefacţiilor şi ai nitrificării, viaţa ar deveni imposibilă, fiindcă opera morţii n'ar fi desăvârşită! Explică!

35. Impărştiind pe ogor apele menajere, acestea se purifică şi în acelaşi timp îngraşă pământul. Explică!

36. Lămureşte formarea azotatului de calciu de zidurile de piatră ale grajdurilor unde se ţin animalele!

37. Varul este un antispetic, cu toate acestea se răspândeşte pe pământul arabil pentru a uşura nitrificarea. Cum?

38. De ce se recomandă să se cureţe cu oţet garafele de sticlă în care se ţine apă de izvor, de stratul albicios ce se formează în interiorul lor.

39. Ce se constată dacă scriem cu o pană de gâscă şi cu sulfat de cupru pe o placă de zinc?

40. Cât oxid de cupru reduc două grame de hidrogen?

41. O soluţiune apoasă conţine 40 grame de NaOH la litru; câţi centimetri cubi din această soluţiune sunt necesari pentru a neutraliza 25 cm. cubi dintr'o soluţiune de acid clorhidric, ce conţine 18,25 grame HCl la litru? Câtă clorură de sodiu se formează în acest fenomen de neutralizare?

42. Pentru desinfectarea unei încăperi, bine închise, de 100 metri cubi s'a ars 0,5 kgr. pucioasă. Se cere compoziţia volumetrică, în oxigen liber şi în bioxid de sulf, a atmosferii încăperii, ştiind că în 100 de volume de aer se găsesc 21 volume de oxigen şi că o moleculă-gram de bioxid de sulf ocupă acelaşi volum, 22,4 litri, ca şi o moleculă-gram de oxigen şi că un litru de oxigen cântăreşte 1,43 grame.

43. Într'un litru de apă se disolvă, 100 grame de anhidridă sulfurică, SO_3. Care este concentrarea în acid sulfuric a soluţiei obţinute?

44. Cât clor e necesar pentru a distruge cinci litri de hidrogen sulfurat gazos, ştiind că un litru de H_2S cântăreşte 1,52 grame?

45. Arzând într'un exces de oxigen un gram de huilă se obţin trei grame de bioxid de carbon. Care e procentul în carbon al huilei întrebuinţate?

46. Câţi centimetri cubi din soluţia de acid clorhidric de mai sus (problema 41) sunt necesari pentru a scoate din marmoră curată doi litri de bioxid de carbon, la temperatura 0° şi sub presiunea normală? Un litru de bioxid cântăreşte 1,9 grame.

§ 69. Recapitulare asupra metalelor.

(Citire)

1. Metalele, vreo 65 în total [1]), sunt de trei ori mai numeroase decât metaloidele şi din punct de vedere fizic se caracterizează prin următoarele proprietăţi. La temperatura ordinară, afară de mercur, toate sunt *solide*. Când sunt în bucăţi masive şi frecate au un *luciu particular* şi, afară de aur şi de cupru, sunt de coloare *albă-cenuşie*. Sunt bune conducătoare de căldură şi de electricitate şi nu se disolvă fizicește decât în metale topite. Sunt maleabile, ductile şi tenace. Metalele se combină între ele, se disolvă unele în altele şi dau naştere la amestecuri solide, uneori foarte complicate, cu proprietăţi asemănătoare metalelor, numite *aliaje*.

Atât metalele cât şi aliajele au foarte numeroase întrebuinţări practice, de aceea e bine să recapitulăm şi să rezumăm acţiunea ce o exercită asupra lor principalii agenţi chimici cu care metalele şi aliajele vin mai adesea în contact.

2. Acţiunea aerului e datorită oxigenului, vaporilor de apă şi bioxidului de carbon. In aer *perfect uscat*, la tempera-

[1]) In vechime, Romanii cunoşteau numai următoarele şapte metale: aur, argint, mercur, cupru, plumb, staniu şi fier. Dintre metaloide, cei vechi cunoşteau sulful şi carbonul.

tura ordinară, aproape toate metalele, chiar și potasiul, nu se oxidează. In aerul umed, mai toate se oxidează acoperindu-se cu un strat subțire și aderent de oxid sau de hidroxid metalic și uneori și de carbonat (Zn,Cu,Pb). Acest strat apără metalul de acțiunea ulterioară a aerului. O excepție o prezintă fierul, care sub acțiunea oxigenului, a umidității și a bioxidului de carbon se preface în oxid feric hidratat (rugina), un corp poros, care din această cauză nu poate împiedeca oxidarea totală a fierului. Pentru a înlătura acest fenomen, obiectele de fier se acoper cu o pojghiță subțire și aderentă de un metal foarte puțin oxidabil sau care se oxidează numai superficial (Ni,Cu,Zn,Sn,Pb).

La temperatura ordinară nu se oxidează în aer aurul, argintul, platina, nichelul, cobaltul, staniul și cromul. La cald și sub presiunea atmosferică, toate metalele se oxidează în aer, afară de aur, de platină, și de argint [1]).

Asupra alterabilității metalelor în aer joacă un rol important starea lor de diviziune. Plumbul, fierul, nichelul și alte metale, în stare de pulbere foarte fină, se aprind spontaneu în aer.

3. Acțiunea apei. La temperatura ordinară, apa distilată, *lipsită de aer*, nu este descompusă decât de metalele alcaline (K,Na, etc.) și alcalinoteroase (Ca, Ba, Sr), cu care dă *hidroxizi bazici*, *solubil* mai mult sau mai puțin. Magneziul și manganul descompun numai la temperaturi înalte, iar staniul, plumbul, cuprul, nichelul, cobaltul și metalele nobile nu descompun apa la nici o temperatură.

Apa ordinară conținând aer, urme de bioxid de carbon și de diverse săruri atacă mai ușor metalele, cu deosebire când a cestea sunt în stare pulverulentă.

4. Acțiunea acizilor. Metalele ce descompun apa la temperatura ordinară sunt și mai ușor atacate de acizi, din care degajă hidrogen.

Acidul clorhidric în soluția apoasă și la rece disolvă ușor metalele alcaline, pe cele alcalino-teroase, magneziul apoi zincul, fierul, aluminiul, staniul, manganezul. Atacă foarte puțin plumbul, nichelul, cobaltul; nu atacă de loc cuprul, mercurul, argintul, aurul și platina.

Soluția apoasă de acid sulfuric reacționează cam la fel.

[1]) La cald și sub presiune mărită, oxigenul oxidează argintul. Ozonul îl oxidează și la rece, sub presiunea ordinară.

Acidul sulfuric concentrat, fiind puțin oxidant, atacă la cald toate metalele, afară de aur și de platină și dă naștere la sulfați și la bioxid de sulf. Nu se degajă în acest caz hidrogen. Acțiunea acidului azotic este mai energică și mai complicată întru cât atacă și disolvă toate metalele, afară de aur și de platină, însă fiind un oxidant energic nu se degajă hidrogen, ci vapori nitroși (NO, NO_2, N_2O_3), formați din reducerea acidului de către hidrogenul născând.

5. Acțiunea bazelor. Soluțiunile concentrate de NaOH și KOH nu atacă niciunul din metalele ordinare [1]), afară de aluminiu, staniu și zinc, cu care degajă hidrogen și dau naștere la săruri: staniți, aluminați, zincați. Soluția apoasă de amoniac, aerată (oxigen) disolvă cuprul și dă licoarea albastră a lui *Schweitzer* (soluție de oxid de cupru amoniacal).

6. Acțiunea sărurilor asupra metalelor. Am văzut că zincul și fierul, implântate într'o soluție apoasă de azotat de argint, precipită argintul și disolvându-se îi ia locul. Metalele implântate în soluțiile apoase ale sărurilor metalice pot uneori înlocui și separa metalul sării respective. E un fenomen în parte asemănător cu cel constant în cazul elementelor halogene, cari am văzut că se pot înlocui unele pe altele, în sărurile respective și în *o anumită ordine:* flor, clor, brom, iod.

Același fenomen de *substituire* și de separare, *în o anumită ordine*, se constată și la metale. Această ordine [2]) este următoarea: K, Na, (Ba), Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, Sb, Bi, **H**, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Iată, ce ne arată șirul acesta. Magneziul, de exemplu, înlocuește din soluțiile sărurilor lor solubile toate metalele, ce vin *după* dânsul (Al, Zn, etc.), nu poate înlocui pe niciunul din cele ce sunt în serie *înaintea* lui, de exemplu, sodiul. Din contra este înlocuit din sărurile sale de oricare din metalele ce-l preced.

Cum vedem, după hidrogen urmează metalele care nu sunt

---

[1]) Facem abstracție de acțiunea apei asupra metalelor alcaline și alcalino-teroase.

[2]) Numită și *seria tensiunilor de disolvare electrolitică* sau de *ionizare* a metalelor, fiindcă în această ordine descrește tendința metalelor de a se disolva sub formă de ioni pozitivi (cationi), când sunt puse în contact cu apa pură, cu o soluție apoasă a unui acid sau a unei sări metalice. Metalul cedează lichidului ioni pozitivi și se electrizează negativ. Fenomenul se oprește și se ajunge la o stare de echilibru, când forța electrică ce o exercită lichidul electrizat pozitiv împiedecă eliberarea din metal de noi cationi. Cantitatea de metal astfel disolvată este extrem de mică; nu se poate constata cu balanța, ci numai cu aparate electrice.

atacate de soluțiile apoase ale acizilor, metalele puțin oxidabile, care nu pot înlocui ionul de hidrogen din acizi. Asemenea metale se găsesc în natură în cea mai mare parte în stare nativă (cu deosebire metalele nobile). Metalele dela mijlocul seriei nu se găsesc decât excepțional în stare nativă, ci mai mult ca oxizi, hidroxizi, sulfuri și carbonat. Oxizii acestor metale, începând cu manganul, se pot reduce cu cărbune.

Metalele dela începutul seriei sunt elementele cele mai reducătoare (mai oxidabile), combinarea lor cu oxigenul se face cu mare desvoltare de căldură (vezi datele termochimice). In natură asemenea metale se găsesc mai ales sub formă de săruri mai stabile: sulfați, cloruri, silicați, fosfați. Cu excepția aluminiului, nu se găsesc nici ca oxizi, nici ca sulfuri. Până la aluminiu inclusiv, oxizii și clorurile acestor metale nu se pot reduce avantajos decât pe cale electrică.

7. Prepararea metalelor se face *reducând* combinațiile lor. Ca reducător *industrial* se folosește *cărbunele*, fiindcă este un *reducător energic*, *ieftin*, *ușor de mănuit*, *dă oxizi volatili și nu se combină* decât cu câteva metale și numai la temperaturi înalte. Cărbunele reduce numai oxizii sau combinațiile oxigenate. Sulfurile nu le poate reduce, căci sulfura de carbon este o combinație endotermică. De aceea sulfurile metalice mai întâi se prăjesc în curent de aer, pentru a îndepărta sulful sub forma de SO_2 și a preface metalul în oxid și acesta apoi se reduce cu cărbune (Zn,Pb,Sb,Cu, uneori și fierul și nichelul).

Metalele foarte oxidabile (K,Na,Ca,Al) se obțin din combinațiile lor (se reduc) cu ajutorul energiei curentului electric sau a marei energii chimice, ce au metale ca sodiul și aluminiul (așa se prepară cromul, manganul, calciul, bariul).

Aci trebue să facem o *observație importantă*. Metodele de prparare a corpurilor, folosite în industrie, diferă adeseaori de cele folosite în laborator. In laborator se preferă metodele cele *mai ușoare*, mai lesnicioase [1]); în industrie se preferă *cele mai ieftine*. Câtă vreme aluminiul se prepara transformând oxidul natural de aluminiu în clorură de aluminiu și apoi reducând clorura de aluminiu cu ajutorul potasiului, aluminiul era mai rar și mai scump decât argintul și nu se putea deci între-

[1]) In industrie se prepară bioxidul de sulf, prăjind sulfurile metalice, de exemplu de cupru, în curent de aer și apoi oxidând bioxidul în trioxid se obține cu apa acid sulfuric. Așa e economic. In laborator se prepară bioxidul de sulf reducând acidul sulfuric concentrat cu ajutorul cuprului metalic, adică cu ajutorul unor corpuri mai scumpe decât bioxidul de sulf.

buința în viața practică. După ce s'au inventat mașinile dinamo-electrice și s'au folosit căderile de apă pentru mișcarea lor, s'a putut realiza ieftin electroliza oxidului de aluminiu și metalul a ajuns să se vândă cu un preț foarte mic.

8. Oxizii și hidroxizii metalici. Direct sau indirect, toate metalele se combină cu oxigenul și dau cel puțin un *oxid bazic*. Unele metale dau și doi oxizi bazici. Sunt câțiva oxizi metalici cu caracter acid; oxizii superiori sunt în acest caz. Oxizii alcalini și alcalino-teroși se combină cu apa și dau hidroxizi bazici, mai mult sau mai puțin solubili și energici. Ceilalți oxizi sunt insolubili în apă și nu se combină direct cu dânsa pentru a da hidroxizi. Hidroxizii acestor metale se obțin scoțându-i din sărurile solubile ale metalului respectiv cu ajutorul unei baze solubile. De exemplu:

$$SO_4Cu + 2NaOH = SO_4Na_2 + Cu(OH)_2.$$

Prin încălzire, acești hidroxizi pierd apă și se prefac în oxizi.

Nici oxizii, nici hidroxizii celor mai multe metale uzuale nu au în general vreo întrebuințare practică și de aceea nu se prepară în cantități mari în industrie. Se excepteză hidroxizii de potasiu și de sodiu și oxizii de calciu, de zinc, de plumb, de fier și de cupru.

Toți oxizii și hidroxizii metalici, preparați ca mai sus, sunt solubili în acizi, cu care dau săruri.

$$CuO + SO_4H_2 = SO_4Cu + H_2O$$

Hidroxizii de zinc, $Zn(OH)_2$, de aluminiu, $Al(OH)_3$, de staniu, $Sn(OH)_2$, și de plumb, $Pb(OH)_2$, sunt solubili și în acizi, și în bazele alcaline; dau săruri și cu acizii *puternici*, și cu bazele *puternice*.

Se combină mai anevoie cu acizii slabi. De exemplu, nu se cunoaște un carbonat de aluminiu, niciun carbonat de staniu.

Oxizii superiori au caracter net de oxizi acizi [1]). Așa sunt bioxizii de staniu, de plumb, SnO_2, PbO_2, anhidrida cromică, CrO_3, cea manganică, MnO_3, (în săruri), și cea hipermanganică, Mn_2O_7.

Aceste exemple ne arată că după cum din punct de vedere fizic nu există o deosebire *radicală și bruscă* între metale și

[1]) Fixarea a numeroși atomi de oxigen (sau flor, clor) de către unii atomi de metale grele dă naștere la radicali electronegativi (anioni), care cu cationul hidrogen dau acizi.

metaloide, tot aşa şi din punct de vedere chimic avem o trecere continuă dela metaloide la metale.

Plumbul, stibiul, bismutul, staniul, cromul, manganul sunt elemente cu proprietăţi şi de metal, şi de metaloid.

9. Sărurile metalice se pot obţine prin mai multe procedee tipice generale.

(1) Metaloid + metal = sare binară,

$$Cl + Na = NaCl$$

(2) Oxid metaloidic = sare

$$CO_2 + CaO = CO_3Ca$$

(3) Acid + metal = sare + hidrogen

$$SO_4H_2 + Fe = SO_4Fe + H_2$$

(4) Acid + oxid bazic = sare + apă.

$$SO_4H_2 + CuO = SO_4Cu + H_2O$$

(5) Acid + hidroxid metalic = sare + apă.

$$SO_4H_2 + 2NH_4(OH) = SO_4(NH_4)_2 + 2H_2O.$$

Procedeul de sub punctul 1 se foloseşte adeseori pentru prepararea unor cloruri şi sulfuri metalice. Procedeele 3 şi 4 sunt foarte des întrebuinţate pentru prepararea sărurilor metalelor grele, uzuale. In loc de oxid metalic se întrebuinţează uneori carbonatul sau sulfura corespunzătoare; CO_2 şi H_2S fiind volatili sunt uşor scoşi din sărurile respective.

Procedeul de sub punctul 5 se foloseşte cu deosebire la prepararea multor săruri de metale alcaline şi alcalino-teroase, ale căror hidroxizi sunt solubili în apă.

Procedeul de sub 2 este foarte rar întrebuinţat în practică, deşi reacţia *tipică*, *descrisă* se produce uneori din cauza anhidridei carbonice din aer, în prezenţa umezelei.

Sunt şi alte procedee *mai puţin tipice* şi *mai complicate*, prin care se prepară unele săruri. De exemplu, la rece, avem reacţia:

(6) $Cl_2 + 2KOH = KCl + ClOK + H_2O$

La cald:

(7) $3Cl_2 + 6KOH = ClO_3K + 5KCl, + 3H_2O$

(8) $Cl + Ca(OH)_2 = Ca\begin{cases} Cl \\ OCl \end{cases} + H^2O$

10. Stabilitatea sărurilor metalice la căldură variază şi cu felul acidului, şi cu metalul. In general, sărurile a căror căldură de formaţiune este mai mare sunt mai stabile decât cele cu căldura de formaţiune mai mică.

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

Silicaţii sunt mai stabili decât fosfaţii, aceştia mai stabili decât sulfaţii şi aceştia mai stabili decât carbonaţii.

In general, sărurile metalelor foarte oxidabile (K,Na,Ca) sunt mai stabile decât ale metalelor mai puţin oxidabile (Cu,Hg, Ag, Au).

11. Solubilitatea sărurilor e de asemenea diferită. Sărurile alcaline *sunt toate solubile* în apă. Toţi azotaţii şi cloraţii sunt de asemenea solubili. Toate clorurile sunt solubile afară de AgCl,HgCl şi $PbCl_2$ (greu solubilă).

Toţi sulfaţii sunt solubili, afară de SO_4Ba,SO_4Pb, insolubili, şi SO_4Ca, greu solubil.

Toţi silicaţi, fosfaţii, carbonaţii, sulfurile, arsenurile celorlalte metale sunt insolubile în apă.

12. Răspândirea sărurilor şi elementelor în scoarţa pământului. Cele mai răspândite săruri în scoarţa pământului sunt silicaţii; apoi vin carbonaţii, clorurile, fosfaţii, sulfurile şi sulfaţii.

Scoarţa pământului cunoscută nouă este alcătuită, în proporţie aproximativă de 99%, din următoarele elemente:

Oxigen	49,98%	Magneziu	2,5%
Siliciu	25,3%	Sodiu	2,28%
Aluminiu	7,26%	Potasiu	2,23%
Fier	5,08%	Hidrogen	0,94%
Calciu	3,51%		

Titan, carbon, clor, fosfor, mangan, sulf, azot, la un loc alcătuesc aproape 1%.

Cum vedem, deşi *mai puţine*, metaloidele se găsesc în *cantitate mai mare* în scoarţa pământului, decât metalele.

13. Cantităţile aproximative ce se fabrică anual din principalele metale (1927).

Fier (fontă, oţel) cam	80 milioane tone
Cupru	„ 1,2 „ „
Plumb	„ 1,2 „ „
Zinc	„ 1, „ „
Aluminiu . .	„ 0,2 „ „
Staniu	„ 0,13 „ „
Argint	„ 7 mii de tone
Mercur	„ 4 mii de tone
Aur	„ 600 tone

Dintre sărurile preparate în industrie cele mai importante sunt carbonatul de sodiu, azotații de calciu și de potasiu, hipoclorit și clorură de calciu, sulfații de amoniu, de cupru, de fier, de aluminiu.

§ 70. Sinteză generală a cunoștințelor de chimie anorganică.

(Cetire)

1. Corpuri chimicește pure sau specii chimice. Diferitele feluri de materie, din care sunt făcute corpurile ce alcătuesc lumea, se pot grupa în două clase: materii sau corpuri *omogene* și materii sau corpuri *eterogene*.

Corpurile omogene au aceeași compoziție în toate părțile lor.

Când un corp omogen are constante fizice bine definite (punct de topire, de fierbere, densitate, etc.) se zice că este un *corp* chimicește *pur* sau o *specie chimică*. Corpurile omogene sau eterogene, ce nu sunt specii chimice sau corpuri pure, sunt *amestecuri*.

2. Corp simplu și combinațiune chimică. Corpurile pure din care prin diverse mijloace se pot scoate două sau mai multe feluri de materie se zic corpuri compuse sau *combinațiuni chimice*.

Se numesc *elemente* sau *corpuri simple* acele corpuri pure (specii chimice), din care nu se poate scoate decât unul și același fel de materie.

3. Fenomene chimice. Prefacerile, ce le încearcă speciile chimice și din care rezultă *specii noi*, cu proprietăți *diferite* de ale corpurilor dela care s'a plecat, se numesc *fenomene chimice*. Formulele chimice sunt *combinări* și *descompuneri* chimice.

4. Analiză și sinteză chimică. Pentru cunoașterea exactă a constituției unui corp compus, e nevoie să-l descompunem în elementele din care e alcătuit *(analiza chimică)* și apoi să-l reproducem corpul, combinând elementele sale componente *(sinteza chimică)*.

5. Energie chimică. Cauza care face ca unele corpuri să reacționeze spontan și foarte violent cu altele și să dea naștere la corpuri noi este *energia chimică* a corpurilor respective și *putința ca o parte din această energie să se elibereze* sub formă de căldură (uneori lumină sau electricitate, lucru mecanic), în timpul fenomenelor chimice respective. Fenomenele chimice nu sunt însă produse numai de energia corpurilor respective, ci și de energia primită de acele corpuri dinafară, sub diferite forme: căldură, lumină, electricitate. *Fenomenele chimice*, ca toate fenomenele naturale, *sunt manifestări și prefaceri ale energiei materiei*, adică ale capacității acesteia de a produce transformări.

6. Legile fundamentale ale chimiei. Oricare ar fi transformările chimice ce le încearcă diversele corpuri, cantitatea de materie rămâne aceeași, adică, greutatea tuturor corpurilor ce rezultă dintr'un fenomen chimic este egală cu greutatea tuturor corpurilor dinainte de fenomen și părtașe la acesta. (Legea conservării materiei).

Între greutățile corpurilor, ce se combină pentru a da un anumit corp compus sau ale corpurilor, ce rezultă din descompunerea unui anumit corp compus, există întotdeauna *un raport constant, bine definit*.

Experiența ne mai arată că pentru fiecare element există *un număr*, ce reprezintă *greutatea relativă*, cu care elementul respectiv intră în combina-

ţiunile sale. Aceste numere se numesc *greutăţi de combinare* şi se raportează la greutatea de combinare a oxigenului, care se ia egală cu 16. (Vezi § 22).

7. Ipoteza atomică. Legile amintite aci se explică uşor, dacă admitem că materia este alcătuită din particule indivizibile, din *atomi, şi că* atomii aceluiaşi element au aceleaşi proprietăţi şi în special au aceeaşi greutate. Atomii elementelor diferite sunt diferiţi. Atomii sunt grupaţi în molecule. Moleculele corpurilor simple sunt alcătuite din atomi de acelaşi fel. Moleculele corpurilor compuse sunt alcătuite din atomii elementelor respective. Admitem că fenomenele chimice sunt desfaceri şi prefaceri de molecule; *separări şi regrupări de atomi întregi* şi totdeauna în *acelaşi număr* şi de anumit fel pentru o anumită combinaţiune. (Vezi § 22).

8. Ipoteza lui Avogadro. *Ponderea moleculară.* Experienţa ne arată că, sub acţiunea aceleiaşi variaţiuni de presiune sau de temperatură, un volum oarecare a unui gaz sau vapoare, *oricare*, încearcă aceleaşi variaţiuni.

Se explică aceste legi admiţând că volume egale de oricare gaze (sau vapori), luate la aceeaşi temperatură şi sub aceeaşi presiune, conţin acelaşi număr de molecule. (Vezi § 22,10).

Admiţând această ipoteză, se vede că, cunoscând greutăţile volumelor egale de gaze, luate în aceleaşi condiţiuni de temperatură şi presiune, putem cunoaşte *greutăţile relative* ale moleculelor corpurilor respective. Cunoscând şi greutăţile atomice (de combinare) ale atomilor, ce alcătuesc molecula corpului gazos, simplu sau compus, putem şti numărul atomilor, din care e formată molecula respectivă şi putem astfel folosi *simbolurile chimice* pentru a reprezenta prin formule şi egalităţi chimice, diversele corpuri şi reacţiunile ce au loc între dânsele,

Se ajunge la încheierea că molecula gazelor simple e alcătuită din doi atomi. Moleculele gazelor nobile şi ale multor metale (în stare de vapori sau de dizolvaţiune) sunt alcătuite dintr'un singur atom. Sunt şi molecule de corpuri simple (P, As, S, I) alcătuite, la temperaturi nu prea înalte, din mai mulţi atomi.

9. Influenţa temperaturii şi altor factori. La temperatura hidrogenului lichid nu se produce nicio reacţiune chimică. La temperaturi *foarte înalte* nu se produc decât reacţiuni *endotermice*. La asemenea temperaturi, moleculele corpurilor se disociază în atomi sau în molecule mai simple. La temperatura ordinară, care este o temperatură joasă, rolul temperaturii este să accelereze reacţiunile exotermice.

Presiunea, concentraţiunile corpurilor gazoase sau lichide, ce alcătuesc amestecuri omogene, influenţează de asemenea fenomenele chimice. Influenţa acestor factori e formulată în *principiul reacţiunii*. (Vezi § 29 şi 32).

10. Importanţa oxigenului şi a apei în chimie. Elementele sau corpurile simple se împart în două clase cu *caractere fizice şi chimice oarecum opuse: metaloide şi metale.* Fiindcă oxigenul este elementul cel mai răspândit (în scoarţa pământului, în apă şi în aer) şi se combină uşor şi direct aproape cu toate elementele, iar combinaţia sa cea mai răspândită, apa, are o influenţă covârşitoare asupra fenomenelor fizice şi chimice, de aceea se consideră în chimie *în deosebi* combinaţiunile ce le dau diversele elemente cu oxigenul (oxizii) şi cu apa (acizii şi bazele).

11. Principalele specii şi funcţiuni chimice. Proprietăţi chimice generale şi opuse.

Avem deci de considerat în primul rând următoarele două serii de fenomene şi combinaţiuni chimice:

I. *Metaloid* → *oxid acid* → *acid*
(+oxigen) (+apă)
II. *Metal* → *oxid bazic* → *hidroxid bazic*

Corpurile din prima serie au caractere chimice oarecum opuse celor *corespunzătoare* din a doua serie, cu care se combină cu multă uşurinţă şi cu desvoltare de căldură.

Am văzut că din combinarea corpurilor din prima serie cu cele din seria II-a, rezultă corpuri noi, cu caracter neutru, în general, şi care au funcţiune chimică: *sare.*

Speciile şi funcţiunile chimice fundamentale, *metal* şi *metaloid, oxid acid* şi *oxid bazic, acid* şi *bază, sare,* pe lângă *funcţiunea lor specifică* mai pot să aibă şi *proprietatea generală* de corp *oxidant,* de corp *reducător* sau de corp *neutru,* indiferent, din acest punct de vedere.

Reacţiunile chimice dintre diversele corpuri atârnă şi de funcţiunea specifică, şi de caracterul chimic general, amintit aci (reducător sau oxidant). Aceste reacţiuni mai atârnă, după cum s'a arătat mai sus, şi de alţi factori: temperatură, presiune, etc.

12. Prevederea fenomenelor chimice *cu ajutorul funcţiunilor şi al proprietăţilor chimice ale corpurilor.* Corpurile ce au funcţiuni şi caractere chimice opuse se combină cu mai multă uşurinţă, eliberează mai multă energie calorifică şi dau combinaţiuni chimice mult mai stabile decât corpurile, ce au mai multă asemănare chimică între dânsele.

Corpurile asemenea din punct de vedere chimic se combină foarte anevoie între dânsele, în schimb se înlocuesc şi se scot uşor unele pe altele din combinaţiile lor.

13. Metode generale de preparare. Pe această constatare generală, se întemeiază cele mai multe procedee de preparare şi a elementelor, şi a combinaţiunilor chimice.

Elementele reducătoare (metaloide sau metale) se prepară scoţându-le din combinaţiile lor cu ajutorul unui element reducător mai energic (de ex. carbonul, aluminiul, natriul, magneziul).

Elementele oxidante se prepară cu ajutorul altui oxidant: oxigenul etc.

Acizii se prepară scoţându-i din sărurile lor cu ajutorul acidului sulfuric sau al altui acid convenabil.

Hidroxizii bazici se prepară scoţându-i din sărurile lor cu ajutorul hidroxidului de sodiu sau al celui de calciu. Asupra acestor fenomene de separare prin înlocuire influenţează hotărîtor insolubilitatea sau volatilitatea corpurilor, ce rezultă din fenomenul chimic respectiv. (Vezi CO_3HNa, NO_3K, $Si(OH)_3$ $B(OH)_3$, CO_2, ICl, H_2S, etc.

14. Reacţiuni tipice şi fundamentale. Sunt câteva reacţiuni al căror mers şi rezultat este cu totul general şi uşor de prevăzut.

1. *Adiţiunea* sau alipirea a două corpuri simple sau compuse pentru a da un corp nou.

$$Cl + Na = NaCl$$
$$CO_2 + CaO = CO_3Ca$$

2. *Substituirea* sau înlocuirea unui element sau a unui grup de elemente dintr'un corp compus prin alt element sau prin alt grup de elemente asemănătoare.

$$SO_4H_2 + Zn = SO_4Zn + H_2$$
$$SO_4Cu + 2NaOH = SO_4Na_2 + Cu(OH)_2$$

3. *Eliminarea* sau scoaterea unei molecule dintr'un corp compus (sau din două corpuri compuse) pentru a obţine un alt corp compus, bine determinat.

$$SO_4H_2 - H_2O = SO_3$$
$$NaOH + HCl - H_2O = NaCl$$

4. *Oxidarea* unui corp simplu sau compus.

$$SO_2 + O = SO_3$$

5. *Reducerea unui corp simplu sau compus.*

$$SO_2 + 2H_2S = 2S + 2H_2O$$

Mai sus § 69,9) am văzut că sunt şi alte reacţiuni mai complicate, al căror mers şi rezultat particular e mult mai greu de încadrat într'o formulare generală.

15. Influenţa apei asupra fenomenelor chimice este covârşitoare *Apa ca disolvant.* O vorbă zice: *„Corpora non agunt nisi soluta"*. Fiindcă reacţiunile chimice se reduc în ultimă analiză la separări şi regrupări de atomi în molecule, aceste fenomene se vor produce cu atât mai uşor, cu cât moleculele diferitelor corpuri vor fi mai libere şi în contact mai intim. Corpurile din amestecurile omogene, gazoase şi lichide, reacţionează foarte uşor tocmai din această cauză, pe când corpurile solide şi în bucăţi mari reacţionează mult mai greu.

Apa fiind un disolvant general pentru foarte multe corpuri (solide, lichide şi gazoase) înlesneşte reacţiunile chimice.

Disociarea electrolitică. Afară de rolul de disolvant, apa mai exercită asupra sărurilor, acizilor şi bazelor solubile o acţiune de disociare electrolitică sau de *ionizare* şi le face bune conducătoare de electricitate. Reacţiunile soluţiilor apoase de acizi, baze şi săruri sunt reacţiuni produse între ionii acestor corpuri. In special, formarea sărurilor se reduce la unirea cationului hidrogen din acid cu anionul hidroxil din bază, spre a da molecula neutră de apă.

Acţiunea catalitică a apei. In aerul *perfect uscat*, nici un metal nu se oxidează. Un amestec perfect uscat de oxigen şi de hidrogen poate fi încălzit până la 1000°, fără să se combine chiar cu ajutorul scânteii electrice. Amestecul umed se combină cu explozie, încălzit numai la 500°. De asemenea, clorul şi hidrogenul perfect uscate nu se combină chiar încălzite sau expuse la lumina soarelui.

Multe reacţiuni ce se produc spontaneu între corpuri, când conţin urme de umezeală, nu se produc, dacă sunt uscate, din cauza *rezistenţelor pasive*, ce împiedică producerea spontanee a multor fenomene chimice exotermice. (§ 29,7).

Hidroliza. Triclorura de fosfor, PCl_3, şi toate combinaţiile halogenilor cu metaloidele reducătoare nu sunt săruri, nu sunt electroliţi. In contact cu apa, se descompun în felul următor:

$$PCl_3 + 3H_2O = P(OH)_3 + 3HCl$$

Se obţin doi acizi. Asemenea reacţiuni de descompunere în două corpuri a unui corp cu ajutorul adiţionării apei sunt numeroase. Fenomenul se numeşte hidroliză.

Tot o acţiune hidrolitică exercită apa şi asupra sărurilor metalice, în care acidul sau baza sunt slabe. De exemplu, CO_3Na_2 se hidrolizează în parte aşa:

$$CO_3Na_2 + 2H_2O = CO_3H_2 + 2NaOH$$

Fiindcă acidul carbonic este un acid slab, foarte puţin disociat electrolitic, iar hidroxidul de sodiu este o bază puternică, soluţia apoasă a carbonatului neutru de sodiu are reacţiune alcalină.

16. Hidrogenul ocupă o poziţie aparte în sistemul elementelor. Este un element reducător, electropozitiv, ce este înlocuit de metale şi le poate înlocui pe unele din acestea. Fiind asemenea cu metalele din punct de vedere chimic, nu se combină decât foarte greu şi numai cu câteva din ele, iar hidrurile obţinute sunt solide, puţin stabile; apa le descompune uşor. Hidrurile alcaline şi alcalinoteroase au caracer *de săruri, analoage clorurilor şi bromurilor.* In ele, hidrogenul joacă rol de *metaloid.* De asemenea în foarte numeroase hidrocarburi, ce le formează cu carbonul, hidrogenul poate fi înlocuit cu halogenii şi deci joacă rol de metaloid. Hidrurile metaloidelor sunt gaze.

17. Combinațiuni moleculare. În lecțiunile precedente nu am amintit decât *reacțiunile chimice fundamentale și tipice* și numai principalele tipuri de specii și de funcțiuni chimice. In realitate, numărul acestora este mai mare: pe lângă acizi, baze și săruri, sunt foarte numeroase combinațiuni de molecule de ale acestor corpuri. Există așa numitele combinațiuni moleculare sau combinațiuni *complexe*. De exemplu, alaunii $(SO_4)_2AlK+12H_2O$; acidul hidrofluosilicic, $SiFl_6H_2$; acidul cloroplatinic, $PtCl_6H_2$, și alte numeroase combinațiuni chimice, bine definite, dar mult mai complexe; de exemplu: $Co(H_2O)_3(NH_3)_3Cl_3$.

18. Generalizarea noțiunii de acid și a celei de bază. *Funcțiunea acid are ca grupare atomică funcțională cationul* hidrogen, H, fixat, în moleculă nedisociată, la un *anion* alcătuit sau dintr'un element electronegativ, cu caracter oxidant energic, cum sunt halogenii, sau dintr'o grupare atomică, în care predomină elementele oxidante (halogeni, oxigen) fixate chiar și pe lângă un atom reducător (metaloid sau chiar metal greu). Exemple:

PO_4, SiO_3, CO_3, PbO_4, PbO_2, SnO_3, $SiFl_6$, $AuCl_4$, $PtCl_6$, CrO_4, MnO_4.

Funcțiunea hidroxid bazic are ca grupare atomică funcțională *anionul* hidroxil, OH, fixat la un cation element electropozitiv, cu caracter reducător energic, cum sunt mtalele K, Na, Ba, Ca, Mg, sau la o grupare atomică, în care predomină elementele reducătoare, fixate chiar și la un metaloid, Exemplele: NH_4 (amoniu) PH_4 (fosfonium); CH_3NH_3 metil-amonium), etc.

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

§ 71. Câteva constante fizice ale elementelor amintite în această carte.

No.	NUMELE	Simbolul	Ponderea atom.	Densitatea	Punctul de topire	Punctul de fierbere
1	Aluminiu	Al	27	2,54—2,7	658,5°	~2000°
2	Argint	Ag	107,9	10,53	960,5°	~1955°
3	Argon (gaz)	Ar	39,9		—189,6°	—186,9
4	Arsenic	As	75,0	{ 5,727 la 14° / 2,03	817, sub pres.	630° (punct de sublim)
5	Aur	Au	197,2	19,3	1064°	~2677° (760 mm.)
6	Azot (gaz)	Az, N	14,0	0,968	—210,5°	—195°
7	Bariu	Ba	137,4	3,6	850°	
8	Bismut	Bi	209	9,8	271°	1450°
9	Bor	B	10,8	1,73	peste 2300°	se vaporizează în arc el. fără top.
10	Brom lichid	Br	79,9	3,14	—7,3°	59°
11	Calciu	Ca	40,1	1,52	809°	1240°
12	Carbon	C	12	diam. 3,51 grafit. 2,172—2,32	—	în arcul elect. 3500°
13	Clor (gaz)	Cl	35,5	2,49	—100,5°	—33,9°
14	Crom	Cr	52,0	6,92 la 20°	1520°	~2200°
15	Cobalt	Co	58,9	8,8	1490°	~2400°
16	Cupru	Cu	63,6	8,95	1083°	~2360°
17	Fier	Fe	55,8	7,85—7,88	1525°	~2450°
18	Flor (gaz)	Fl	19,0		—223°	—187°
19	Fosfor	P	31,0	{ 1,84 / 2,2—2,4	44,3°	280,5°
20	Heliu (gaz)	He	4,0	0,138	—272° sub pr.	—268,8°
21	Hidrogen g.	H	1,008	0,069	—256°-257° (49 mm)	—252,5°
22	Iod	J	126,9	4,94	113,6°	184,35°
23	Kripton (gaz)	Kr	82,9	2,87	—169°	—151,70°
24	Magneziu	Mg	24,3	1,743	649°	1120°
25	Mangan	Mn	54,9	7,14—7,3	1250°	1900°
26	Mercur	Hg	200,6	13,55 la 0°	—39°	357°
27	Neon (gaz)	Ne	20,2	0,695	—248,6°	—245,9°
28	Nichel	Ni	58,7	8,8	1452°	~2340°
29	Oxigen (gaz)	O	16,0	1,105	—218,4°	—182,7°
30	Platina	Pt	195,2	21,4	1770°	~3800°
31	Plumb	Pb	207,2	11,365	327°,6	1140°
32	Potasiu	K	39,1	0,87	62°,50	762°
33	Siliciu	Si	28,1	2,35	1414°	~2400°
34	Sodiu	Na	23,0	0,97	97,6°	880°
35	Staniu	Sn	119	7,3	231,5°	2275°
36	Stibiu	Sb	120,2	6,7—6,8	632°	1440°
37	Sulful	S	32,0	{ rombic 2,07 / monoc. 1,96	112,8° / 118,7°	445°
38	Xenon (gaz)	X	130		—140	—106,9°
39	Zinc	Zn	65,4	6,9—7,2	419°	907°

Notă. Densitatea gazelor este față de aer; a solidelor și lichidelor față de apă.

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

TABLA DE MATERII

	Pag.
Prefață la ediția a 2-a	3
Cuvânt înainte (La prima ediție)	9
1. Apa. Ape minerale	15
2. Analiza și sinteza apei în volum	21
3. Aerul atmosferic	28
4. Oxigenul	32
5. Povestea focului și învățăturile ce le tragem dintrânsa *(Citire)*	36
6. Descompunere și combinare. Fenomene chimice. Fenomene fizice. Corp simplu și corp compus. Amestec și combinare. Oxizi. Acizi	45
7. Hidrogenul	50
8. Descompunerea apei prin sodiu. Bază. Reducerea oxizilor prin hidrogen la cald	56
9. Compoziția apei în greutate	61
10. Legea proporțiilor definite; legea conservării materiei	63
11. Apa oxigenată	66
12. Ozonul	66
13. Sarea gemă	68
14. Cubul. Octaedrul. Sistemul cubic. Sistem cristalin	70
15. Clorul	72
16. Acidul clorhidric	77
17. Acidul florhidric. Florul. Bromul. Iodul. Familia halogenilor.	82
18. Sulful	85
19. Sistemul prismei rombice drepte	89
20. Hidrogenul sulfurat	91
21. Bioxidul și trioxidul de sulf	95
22. Explicarea legilor combinațiilor chimice cu ajutorul teoriei atomice. Atomi și molecule. Legea lui Avogadro.	99
23. Simboluri, formule și ecuații chimice	106
24. Valența	109
25. Acidul sulfuric, săruri acide și săruri neutre	111
26. Revenire asupra oxizilor, acizilor, bazelor. Săruri. Metaloide și metale. Clasificarea elementelor după valență	117
27. Recapitulare și sistematizare. *(Citire)*	120
28. Fenomene termochimice	123
29. Prevederea fenomenelor chimice cu ajutorul căldurilor de reacție. *(Citire)*	125
30. Azotul și argonul. Gazele nobile	130

Pag.
31. Amoniacul 134
32. Fenomene chimice reversibile. Sinteza industrială a amoniacului şi a acidului azotic *(Citire)* 140
33. Acidul azotic. Compuşii oxigenaţi ai azotului 142
34. Circulaţia azotului în natură. *(Citire)* 147
35. Fosforul. Chibrituri 148
36. Acidul fosforic şi fosfaţii 151
37. Arsenicul 152
38. Stibiul 154
39. Borul 156
40. Carbonul 157
41. Bioxidul şi oxidul de carbon. Sulfura de carbon . . 166
42. Circulaţia carbonului în natură. *(Citire)* 174
43. Siliciul. Cvarţul. Acidul silicic. Silicaţi 175
44. Sistemul hexagonal 180
45. Recapitularea cunoştinţelor despre metaloide. *(Citire)* 181
46. *Exerciţii recapitulative* 184
47. Proprietăţile generale ale metalelor. Aliaje. Amalgame. Minereuri. Principii de metalurgie 185
48. Electroliza şi teoria disociaţiunii electrolitice. *(Citire)* 192
49. Sodiul (Na) şi compuşii lui 194
50. Potasiu (K) şi compuşii lui 200
51. Argintul 203
52. Calciul. Principalii compuşi. Macle. Sistem clinorombic. 206
53. Elementele necesare creşterii plantelor. *(Citire)*. . . . 216
54. Sticla 219
55. Magneziul. Sulfatul. Minerale de magneziu 222
56. Zincul şi compuşii lui 224
57. Cuprul şi compuşii lui 226
58. Mercurul şi compuşii lui 229
59. Staniul 231
60. Sistemul patratic 232
61. Plumbul. Bismutul 235
62. Aluminiul şi compuşii lui. 237
63. Argilă. Olărie 241
64. Fierul 245
65. Nichelul. Cobaltul. Manganul. Cromul 252
66. Aurul. Platina. Apa regală 255
67. Sistemul periodic al elementelor. *(Citire)*. 258
68. *Exerciţii recapitulative* 261
69. Recapitulare asupra metalelor. *(Citire)* 265
70. Sinteza generală a cunoştinţelor de chimie. *(Citire)* . . 270
71. *Tabelă de constante fizice* 275

BCU IASI / CENTRAL UNIVERSITY LIBRARY

BIBLIOTECA UNIVERSITATII BUCUREȘTI

In Editura Librăriei SOCEC & Co., Soc. Anon.

Au apărut următoarele cărți

DE ACELAȘI AUTOR:

Carte de Fizică, pentru clasa III secundară și normală.

Carte de Fizică, pentru clasa V secundară, licee de băieți și fete.

Carte de Fizică, pentru clasa VI secundară, licee de băieți și fete.

Carte de Fizică, pentru clasa VII secundară, licee de băieți și fete.

Carte de Chimie, pentru clasa IV secundară.

Carte de Chimie, pentru clasa VI secundară.

Școala secundară în lumina Bacalaureatului.

CETIȚI! *CETIȚI!*

„BIBLIOTECA PENTRU TOȚI"

cea mai vastă, cea mai complectă

Bibliotecă Enciclopedică românească, în care au apărut peste 1350 numere și continuă să apară zilnic, cu cele mai alese opere ale autorilor români și străini.

Prețul unui număr Lei 7.—

Cereți Catalogul gratis la toate librăriile din țară